OSMANIA UNIVERSITY

غیر نامیاتی کیمیا

سلسلۂ نصابیات علمیہ جامعۂ عثمانیہ
نشان ۳۷۹

غیر نامیاتی کیمیا

Systematic Inorganic Chemistry

(برائے بی - ایس سی)

مصنفۂ

آر - ایم - کیون
ڈی - ایس سی (لندن)، ایف - آئی - سی
پروفیسر غیر نامیاتی و تشریحی کیمیا رائل ٹکنیکل کالج، گلاسگو
و
جی - ڈی - لینڈر
ڈی - ایس سی (سینٹ اینڈروز و لندن)، ایف - آئی - سی

مترجمۂ

مولوی محمود احمد خاں صاحب پروفیسر کیمیا جامعۂ عثمانیہ

سنہ ۱۳۶۷ھ م سنہ ۱۳۵۷ف م سنہ ۱۹۴۸ء
مطبوعۂ
دار الطبع جامعۂ عثمانیہ سرکار عالی حیدرآباد دکن

یہ کتاب بلیکی اینڈ سن لمیٹیڈ کی اجازت سے
اُردو میں ترجمہ کر کے طبع و شایع
کی گئی ہے۔

طبع اوّل (۲۰۰)

دیباچہ طبع اوّل

یہ کتاب اُن طلبہ کے لیے لکھی گئی ہے، جو آخری ڈگری یا دوسرے اعلیٰ تر امتحانات کی تیاری میں مصروف ہوں اور جنھیں عناصر اور اُن کے مرکبات کے خواص نیز صنعتی قاعدوں کے متعلق اس قدر معلومات پہلے سے حاصل ہوں جو عام طور پر جامعات کے انٹرمیڈیٹ کے نصاب میں شامل سمجھی جاتی ہیں۔

ہمارا خیال ہے کہ ابتدائی حصوں کو چھوڑ دینے سے ہم نے مضمون کے باضابطہ پہلو کو زیادہ واضح اور نمایاں کر دیا ہے۔ کلّیہ ادوار عناصر اب بھی باضابطہ جماعت بندی کا مکمل ترین طریقہ متصور ہوسکتا ہے اور ہم نے جو کچھ بیان کیا ہے وہ اسی کلّیے پر مبنی ہے، چنانچہ یہ کتاب فی الحقیقت اسی کلّیے کی توضیح قرار دی جاسکتی ہے۔

نظریۂ جواہر، نظریۂ سالمات، آکسائیڈز اور متعلقہ مرکبات اور تکسید و تحویل پر جو ابواب لکھے گئے ہیں، اُن کا منشا یہ نہیں ہے کہ اُن کو ان موضوعات کی مکمل شرح سمجھا جائے، بلکہ مقصد زیادہ تر یہ ہے کہ اعلیٰ مدارج کے طلبہ کو جو کچھ پہلے سے معلوم ہے، اُس کا اجمالاً اعادہ ہو جائے۔ ہم نے یہ فرض کر لیا ہے کہ اس کتاب کے پڑھنے والوں کو جدید طبیعی کیمیائی نظریوں سے کسی قدر واقفیت پہلے سے حاصل ہے اور جہاں ضرورت داعی ہوئی ہم نے کاربن کے مرکبات کی کیمیا سے بھی توضیحی مثالیں پیش کرنے میں تامل نہیں کیا۔

ہم نے بہترین جدید درسی کتابوں اور عصر حاضر کی تصانیف سے بلاتکلف کام لیا ہے۔ ہم خاص طور پر ڈیمر، منڈلیف، راسکو اور شارلیمر، اوسٹوالڈ اور ٹریڈویل کی تصنیفات سے استفادہ کے لیے اظہار ممنونیت کرتے ہیں۔

آر۔ ایم۔ کیون

جی۔ ڈی۔ لینڈر

دیباچہ طبع ہٰذا

اس کتاب کی اس اشاعت کی مکمل نظرثانی کی گئی ہے اور بعض نئے اضافے بھی کیے گئے ہیں۔

اہم ترین اضافہ اس کتاب کا ضمیمہ ہے، جس میں خاص طور پر گرفت کے برقیائی نظریے کی رُو سے مُرکبات کی کیمیائی ساخت کی نئی تعبیر سے متعلق متعدد نوٹ شامل ہیں۔ ان میں سے بعض تعبیریں محض قیاسی ہیں اور ممکن ہے کہ وہ قائم نہ رہیں۔ لیکن توقع ہے کہ یہ تمام تعبیریں قدیم خیالات کی بہ نسبت جن کی وہ ناسخ ہیں حقیقت کے زیادہ قریب ہیں۔ بہرحال یہ تعبیریں کیمیائی نظریات کے نشوونما کی ایک دلچسپ منزل ضرور قرار دی جاسکتی ہیں۔

جولائی ۱۹۳۰ء　　آر۔ ایم کیون

فہرست مضامین

غیر نامیاتی کیمیا

پہلا باب

نظریۂ جواہر اور نظریۂ سالمات

دوسرا باب

جماعت بندی اور کلّیہ ادوار

تیسرا باب

آکسائیڈز، ہائیڈر اکسائیڈز اور متعلقہ مرکبات

چوتھا باب

تکسید اور تحویل

پانچواں باب

گروہ اول

چھٹا باب

گروہ دوم

ساتواں باب

گروہ سوم

آٹھواں باب

گروہ چہارم

نواں باب

گروہ پنجم

دسواں باب

گروہ ششم

گیارھواں باب

ہائیڈروجن

بارھواں باب

گروہ ہشتم

تیرھواں باب

گروہ صفر

چودھواں باب

عناصر کے جوہری اعداد اور اوزان جواہر

(۱۹۴۹)

وزن جوہر	علامت	عنصر		جوہری عدد
۱٫۰۰۸۱	H	Hydrogen	ہائیڈروجن	۱
۴٫۰۰۳	He	Helium	ہیلیئم	۲
۶٫۹۴۰	Li	Lithium	لیتھیئم	۳
۹٫۰۲	Be (Gl)	Beryllium (Glucinum)	بیریلیئم (گلوسینم)	۴
۱۰٫۸۲	B	Boron	بورون	۵
۱۲٫۰۱	C	Carbon	کاربن	۶
۱۴٫۰۰۸	N	Nitrogen	نائٹروجن	۷
۱۶٫۰۰۰	O	Oxygen	آکسیجن	۸
۱۹٫۰۰	F	Fluorine	فلورین	۹
۲۰٫۱۸۳	Ne	Neon	نیان	۱۰
۲۲٫۹۹۷	Na	Sodium	سوڈیئم	۱۱
۲۴٫۳۲	Mg	Magnesium	میگنیشیئم	۱۲
۲۶٫۹۷	Al	Aluminium	ایلومینیئم	۱۳
۲۸٫۰۶	Si	Silicon	سلیکان	۱۴
۳۰٫۹۸	P	Phosphorus	فاسفورس	۱۵
۳۲٫۰۶	S	Sulphur	گندک	۱۶
۳۵٫۴۵۷	Cl	Chlorine	کلورین	۱۷

۳۹٫۹۴۴	A	Argon	آرگان	۱۸
۳۹٫۰۹۶	K	Potassium	پوٹاشیم	۱۹
۴۰٫۰۸	Ca	Calcium	کیلسیم	۲۰
۴۵٫۱۰	Sc	Scandium	اسکینڈیئم	۲۱
۴۷٫۹۰	Ti	Titanium	ٹائیٹینئیم	۲۲
۵۰٫۹۵	V	Vanadium	وینیڈیئم	۲۳
۵۲٫۰۱	Cr	Chromium	کرومیئم	۲۴
۵۴٫۹۳	Mn	Manganese	مینگنیز	۲۵
۵۵٫۸۵	Fe	Iron	لوہا	۲۶
۵۸٫۹۴	Co	Cobalt	کوبالٹ	۲۷
۵۸٫۶۹	Ni	Nickel	نکل	۲۸
۶۳٫۵۷	Cu	Copper	تانبا	۲۹
۶۵٫۳۸	Zn	Zinc	جست	۳۰
۶۹٫۷۲	Ga	Gallium	گیلئیم	۳۱
۷۲٫۶۰	Ge	Germanium	جرمینیم	۳۲
۷۴٫۹۱	As	Arsenic	آرسینک	۳۳
۷۸٫۹۶	Se	Selenium	سیلینئیم	۳۴
۷۹٫۹۱۶	Br	Bromine	برومین	۳۵
۸۳٫۷	Kr	Krypton	کرپٹان	۳۶
۸۵٫۴۸	Rb	Rubidium	رُبیڈیئم	۳۷
۸۷٫۶۳	Sr	Strontium	اسٹرانشئیم	۳۸
۸۸٫۹۲	Y	Yttrium	اِٹریئم	۳۹
۹۱٫۲۲	Zr	Zirconium	زرکونئیم	۴۰
۹۲٫۹۱	Cb (Nb)	Columbium (Niobium)	کولمبیئم (نائیوبیئم)	۴۱
۹۵٫۹۵	Mo	Molybdenum	مالبڈنیم	۴۲

	Ma	Masurium	ماسوریئم	۴۳
۱۰۱٫۷	Ru	Ruthenium	روتھینیئم	۴۴
۱۰۲٫۹۱	Rh	Rhodium	روڈیئم	۴۵
۱۰۶٫۷	Pd	Palladium	پیلیڈیئم	۴۶
۱۰۷٫۸۸۰	Ag	Silver	چاندی	۴۷
۱۱۲٫۴۱	Cd	Cadmium	کیڈمیئم	۴۸
۱۱۴٫۷۶	In	Indium	انڈیئم	۴۹
۱۱۸٫۷۰	Sn	Tin	قلعی	۵۰
۱۲۱٫۷۶	Sb	Antimony	انٹیمنی	۵۱
۱۲۷٫۶۱	Te	Tellurium	ٹیلیوریئم	۵۲
۱۲۶٫۹۲	I	Iodine	آیوڈین	۵۳
۱۳۱٫۳	Xe	Xenon	زینان	۵۴
۱۳۲٫۹۱	Cs	Cæsium	سینزیئم	۵۵
۱۳۷٫۳۶	Ba	Barium	بیریئم	۵۶
۱۳۸٫۹۲	La	Lanthanum	لینتھینیئم	۵۷
۱۴۰٫۱۳	Ce	Cerium	سیریئم	۵۸
۱۴۰٫۹۲	Pr	Praseodymium	پرسیوڈیمیئم	۵۹
۱۴۴٫۲۷	Nd	Neodymium	نیوڈیمیئم	۶۰
–	Il	Illinium	الینیئم	۶۱
۱۵۰٫۴۳	Sm	Samarium	سیمیریئم	۶۲
۱۵۲٫۰	Eu	Europium	یوروپیئم	۶۳
۱۵۶٫۹	Gd	Gadolinium	گیڈولینیئم	۶۴
۱۵۹٫۲	Tb	Terbium	ٹربیئم	۶۵
۱۶۲٫۴۶	Dy	Dysprosium	ڈسپروسیئم	۶۶
۱۶۳٫۹۴	Ho	Holmium	ہولمیئم	۶۷

۱۶۷٫۲	Er	Erbium	اربیئم	۶۸
۱۶۹٫۴	Tm	Thulium	تھولیئم	۶۹
۱۷۳٫۰۴	Yb	Ytterbium	اٹربیئم	۷۰
۱۷۴٫۹۹	Lu	Lutecium	لیوٹیشیئم	۷۱
۱۷۸٫۶	Hf	Hafnium	ہافنیئم	۷۲
۱۸۰٫۸۸	Ta	Tantalum	ٹینٹیلم	۷۳
۱۸۳٫۹۲	W	Tungsten (Wolfram)	ٹنگسٹن	۷۴
۱۸۶٫۳۱	Re	Rhenium	رینیئم	۷۵
۱۹۰٫۲	Os	Osmium	آسمیئم	۷۶
۱۹۳٫۱	Ir	Iridium	اریڈیئم	۷۷
۱۹۵٫۲۳	Pt	Platinum	پلاٹینم	۷۸
۱۹۷٫۲	Au	Gold	سونا	۷۹
۲۰۰٫۶۱	Hg	Mercury	پارا	۸۰
۲۰۴٫۳۹	Tl	Thallium	تھیلیئم	۸۱
۲۰۷٫۲۱	Pb	Lead	سیسا	۸۲
۲۰۹٫۰۰	Bi	Bismuth	بسمتھ	۸۳
۲۱۰	Po	Polonium	پولونیئم	۸۴
۲۱۱٫۰	At	Astatine	ایسٹیٹین	۸۵
۲۲۲٫۰	Rn	Radon (Niton)	ریڈان (نائیٹان)	۸۶
۲۲۳٫۰	Fr	Francium	فرینسیئم	۸۷
۲۲۶٫۰۵	Ra	Radium	ریڈیئم	۸۸
۲۲۷٫۰۵	Ac	Actinium	ایکٹینیم	۸۹
۲۳۲٫۱۲	Th	Thorium	تھوریئم	۹۰
۲۳۱	Pa	Protactinium	پروٹ ایکٹینیم	۹۱
۲۳۸٫۰۷	U	Uranium	یورینیئم	۹۲

بسم اللہ الرحمن الرحیم

غیر نامیاتی کیمیا

پہلا باب

نظریۂ جواہر اور نظریۂ سالمات

جب دو یا دو سے زیادہ اشیا باہم مل کر ایک تیسری چیز پیدا کرتی ہیں، مثلاً جب تانبا آکسیجن کے ساتھ مل کر تانبے کا آکسائیڈ بناتا ہے تو اس تغیّر کی نوعیت اور نتیجے کے امتحان سے تعامل کرنے والی اشیا اور تعامل کے حاصل یا حاصلوں کے درمیان بعض کیفی اور کمّی رشتوں کا پتا چلتا ہے۔

اگر مذکورۂ بالا مثال میں یہ فرض کرلیا جائے کہ تغیّر مکمل ہو چکا ہے تو اس عمل کا حاصل کیفی نقطۂ نظر سے ظاہری خواص اور دوسری اشیا کے ساتھ اپنے علائق میں تانبے اور آکسیجن دونوں سے مختلف نظر آئیگا، کیونکہ اس چیز میں اول الذکر اب دھاتی شکل میں اور ثانی الذکر گیسی شکل میں موجود نہیں۔ تاہم تشریح کے مناسب قاعدوں سے تانبا اور آکسیجن دونوں اس چیز سے حاصل کئے جا سکتے ہیں۔

پس ظاہر ہوا کہ اس صورت میں ایک ایسا تغیّر واقع ہوا ہے جو آمیزش کے سادہ عمل سے مختلف ہے، اور اس سے یہ نتیجہ نکالا جا سکتا ہے کہ اب اتحاد کی

ایک زیادہ گہری صورت پیدا ہوگئی ہے۔ ساتھ ہی اس بات کو بھی ملحوظ رکھنا چاہیے کہ دھات کا آکسائیڈ میں تبدل تدریجی نہیں بلکہ فوری ہوتا ہے، یا کم از کم اتنا تو ضرور ہے کہ یہ تغیّر خاص خاص معیّن مرحلے طے کرنے کے بعد واقع ہوتا ہے۔ مذکورۂ بالا صورت میں ایک درمیانی مرحلے کا بھی امکان ہے، جس میں تانبے کا ایک ادنیٰ آکسائیڈ بنتا ہے۔ لیکن جو کچھ ہم آخری مرحلے کے متعلق کہ سکتے ہیں وہی درمیانی مرحلے پر بھی صادق آسکتا ہے۔ اگر تغیّر نامکمل ہو تو تانبے کا کچھ حصّہ آکسائیڈ کی صورت میں پایا جائیگا اور باقی بالکل غیر متغیّر حالت میں رہیگا۔

اس قسم کے مادّی تغیّرات میں جن کا ابھی ذکر ہوا ہے عموماً کسی نہ کسی طرح کی توانائی کا اخراج یا انجذاب ضرور ہوتا ہے، خواہ یہ توانائی حرارت کی صورت میں ہو، خواہ نور کی صورت میں اور خواہ برق کی صورت میں۔ مثلاً جب تانبا اور آکسیجن اس قسم کی شرائط کے ماتحت لائے جائیں کہ وہ از خود آپس میں مل جائیں تو توانائی کی معتدبہ مقدار حرارت کی صورت میں خارج ہوتی ہے۔ اس کا نتیجہ یہ ہے کہ اس تغیّر کے بعد نظامِ مذکور میں توانائی کی مقدار پہلے سے کم ہو جاتی ہے۔

کمّی امتحان سے اس عمل میں بعض نہایت اہم اور قابلِ توجہ باقاعدگیوں کا پتا چلتا ہے۔ ترازو سے معلوم ہوتا ہے کہ وہ حقیقی کمّی تناسب جس سے تعامل کرنے والی اشیا باہم ملتی ہیں معیّن ہوتا ہے۔ اور حاصل شدہ شے کی مقدار بھی ہمیشہ معیّن ہوتی ہے، عام اس سے کہ زیرِ بحث آکسائیڈ براہِ راست پیدا ہو یا کسی بالواسطہ عمل سے۔ اسی طرح مرکب کی ایک خاص مقدار سے عملِ تشریح کے بعد دونوں اجزا میں سے ہر ایک کی وہی مقدار حاصل ہوسکتی ہے۔ ان باتوں کا انحصار اول تو مادّے کے غیر فانی ہونے کے اصول یعنی کلیۂ بقائے کمیّت پر ہے جو لاؤازیئے نے ۱۷۷۴ء میں قائم کیا تھا، اور دوسرے معیّن یا مستقل تناسبوں کے کلیے پر۔ یہ کلیہ برتولے اور پراؤسٹ کے اُس مباحثے کا ماحصل سمجھا جاتا ہے جو ۱۸۰۱ء سے ۱۸۰۸ء تک جاری رہا۔

معیّن تناسبوں کا کلیہ — ہر مرکب میں ہمیشہ وہی

عناصر پائے جاتے ہیں جو بہ اعتبار کمیت ایک ہی معیّن تناسب کے ساتھ باہم ملے ہوتے ہیں۔ یا ہر مرکب کے عناصرِ ترکیبی کی کمیتیں آپس میں، اور خود اُس حاصل شدہ مرکب کی کمیت کے ساتھ ایک ناقابلِ تغیّر نسبت رکھتی ہیں۔

زیرِ غور صورت میں تانبے کے وزناً ۳،۹۷۳ حصّے ہمیشہ آکسیجن کے ۱ حصّے کے ساتھ مل کر تانبے کے سیاہ آکسائیڈ کے ۴،۹۷۳ حصّے بناتے ہیں۔ اس قسم کے امتزاج میں بشکلِ حرارت جو توانائی خارج ہوتی ہے، اُس کی بھی کمّی طور پر پیمائش کی جا سکتی ہے۔ یہ توانائی ہر تعامل کے لیے مقدار میں مستقل ہوتی ہے، اور تعامل خواہ کسی طرح سے عمل میں لایا جائے آخری نتیجہ ہمیشہ وہی رہتا ہے۔ مثلاً جب ۳،۹۷۳ گرام تانبا ۱ گرام آکسیجن کے ساتھ ملتا ہے تو ۲۳،۲۵ ح[1] کے برابر حرارت خارج ہوتی ہے۔

صفحہ (3)

دو چیزوں کے امتزاج سے ایک سے زیادہ اشیا بھی حاصل ہو سکتی ہیں۔ ایسی صورت میں وہ کمّی تناسب جن میں یہ امتزاج واقع ہوتا ہے ایک دوسرے کے ساتھ سادہ نسبت رکھتے ہیں۔ اور یہ نسبتیں ۱ : ۲، ۲ : ۳ وغیرہ ہوتی ہیں۔ مثلاً تانبا آکسیجن کے ساتھ مل کر ایک اور مرکب بناتا ہے جس میں تانبے کے ۷،۹۴۶ حصّے آکسیجن کے ۱ حصّے کے ساتھ شامل ہوتے ہیں۔ اس میں تانبے کا تناسب اول الذکر مرکب کے مقابلے میں ٹھیک دوچند ہے۔ اگر کسی صورت میں ان دو آکسائیڈز کا آمیزہ پیدا ہو جائے اور اس کی تشریح کی جائے تو اس میں تانبے کا تناسب مذکورۂ بالا حدود کے بین بین کچھ ہو سکتا ہے۔ لہٰذا بظاہر اس سے یہ معلوم ہوگا کہ تانبے کے آکسائیڈ کی ترکیب خاص خاص حدود کے اندر تغیّر پذیر ہو سکتی ہے۔ برتولے سے بھی اسی قسم کی غلطی سرزد ہوئی تھی جس کی بنا پر اُس نے معین تناسبوں کے کلیے کو تسلیم کرنے سے انکار کیا تھا۔

[1] ح = ایک بڑا حرارہ، یعنی حرارت کی وہ مقدار جو ایک گرام پانی کو ۰° سے ۱۰۰° تک پہنچانے کے لیے درکار ہے۔

مثلاً قلعی کی صورت میں دو آکسائیڈز معلوم ہو چکے ہیں جن میں قلعی اور آکسیجن کا تناسب علی الترتیب

۷۴ء۴۴ : ۱ اور ۷۲ء۳ : ۱

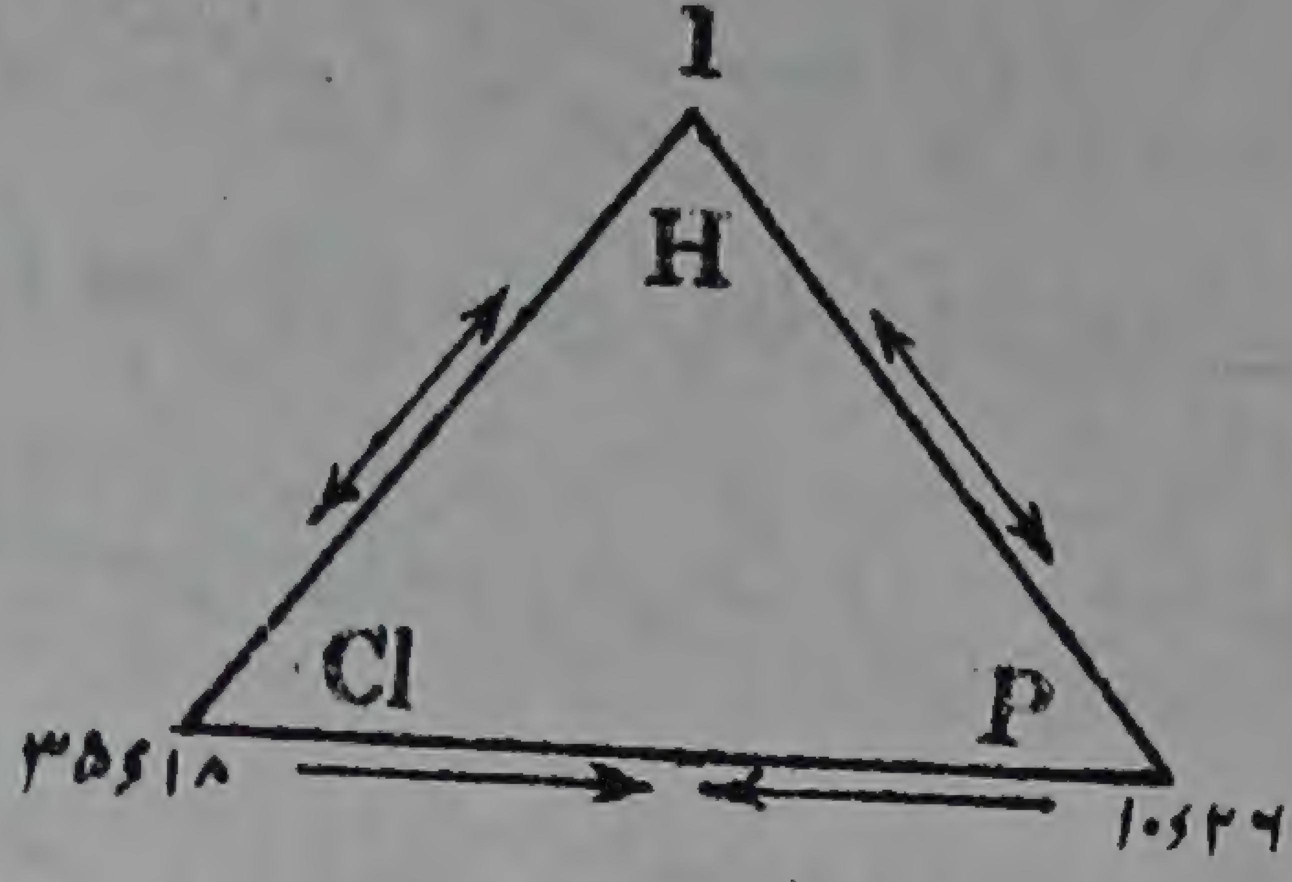
ہے - اگر ان دو آکسائیڈز کے آمیزے کی تشریح کی جائے تو آکسیجن کے مقابلے میں قلعی کا تناسب ۷ء۴۴ اور ۷۲ء۳ کے درمیان پایا جائیگا - تاہم پراؤسٹ نے یہ ثابت کر دیا کہ برتولے نے جس تغیّر کا مشاہدہ کیا تھا، اُس کا باعث ایسے آمیزوں کا وجود تھا جن میں معیّن ترکیب کے یہ دو مرکب غیر معیّن تناسبوں سے شامل تھے - چنانچہ پراؤسٹ اور ڈالٹن کی تحقیقات کا ماحصل حسبِ ذیل کُلیے کی شکل میں پیش کیا گیا :-

ضِعفی تناسبوں کا کُلیہ

جب وہی دو عنصر باہم مل کر ایک سے زیادہ مرکب بناتے ہوں، تو ان میں سے ایک عنصر کی مختلف کمیتیں جو دوسرے کی مستقل کمیّت کے ساتھ ملتی ہیں ایک دوسری کے ساتھ سادہ نسبت رکھتی ہیں -

اگر کوئی عنصر دو ایسے عنصروں کے ساتھ جداگانہ ملتا ہو جو خود بھی ایک دوسرے کے ساتھ مل سکتے ہوں تو بعض اور سادہ کمّی رشتوں کا پتا چلتا ہے - مثلاً ہائیڈروجن کا ۱ حصّہ ایک طرف تو کلورین کے ۳۵ء۱۸ حصّوں کے ساتھ اور دوسری طرف فاسفورس کے ۱۰ء۲۶ حصّوں کے ساتھ کیمیائی طور پر مل سکتا ہے - اب یہ معلوم ہوا ہے کہ فاسفورس کے ۱۰ء۲۶ حصّے ہی وہ مقدار ہے جو کلورین کے ۳۵ء۱۸ حصّوں سے مل سکتی ہے - پس اگر ان مقداروں کو فاسفورس اور کلورین کی وہ مقداریں فرض کر لیا جائے جو ہائیڈروجن کے ۱ حصّے سے "کیمیائی طور پر معادل" ہیں، تو کہا جا سکتا ہے کہ ان عناصر کی وہ مقداریں جو کسی تیسرے عنصر کی مساوی مقدار سے کیمیائۃً معادل ہوں وہ ایک دوسری سے بھی کیمیائۃً معادل ہوتی ہیں - صفحہ (4)

ذیل کے نقشے سے اس کی توضیح ہو سکتی ہے :-



کیمیائی امتزاج کا تیسرا کُلیہ جس کی مثال مندرجۂ بالا واقعے سے ملتی ہے یوں بیان کیا جاسکتا ہے :-

متکافی تناسبوں کا کُلیہ ــــ مختلف عناصر کی کمیّتیں جو کسی اور عنصر کی مساوی کمیّت سے جداگانہ طور پر ملتی ہیں یا تو ان مختلف عناصر کی وہی کمیّتیں ہوتی ہیں جو آپس میں مل سکتی ہیں اور یا وہ ان کمیّتوں کا کوئی سادہ ضعف ہوتی ہیں -

ضِعفی تناسبوں کے کُلیّے کا عناصر کی اُن جوڑیوں کے طریقِ امتزاج پر بھی اطلاق ہوسکتا ہے جن کا متکافی تناسبوں کے کُلیّے میں ذکر کیا گیا ہے، کیونکہ یہ بات اس میں ملحوظ رکھی گئی ہے -

خاصیّت اور اضافی امتزاجی کمیّت کے استقلال کو جو مادّے کی مقداروں کے باہمی عمل کے مطالعے سے ظاہر ہوتا ہے ڈالٹن کے نظریۂ جواہر کی بنیاد سمجھنا چاہیے - اس نظریے میں جوہر کے وجود سے ان امور کی توجیہ کی جاتی ہے - یہ فرض کیا گیا ہے کہ جو بات مادّے کے کُل جسم پر صادق آسکتی ہے وہی انتہائی انفرادی ذرّے پر بھی یکساں صادق آتی ہے - چنانچہ یہ تسلیم کیا گیا ہے کہ مادّی اجسام کا اتحاد درحقیقت اُن کے جوہروں یا انفرادی ذرّات کا اتحاد ہے - اور ہر شے کے سب جوہر یکساں اور کمیّت[۱] میں ایک دوسرے کے مساوی

[۱] کرُوکس کا یہ خیال تھا کہ کسی عنصر کے جوہروں کی کمیّت خاص خاص حدود کے مابین تغیر پذیر ہوسکتی ہے - اور نایاب کانی ذرائع سے جو عناصر حاصل ہوتے ہیں اُن کے متعلق یہ ثابت بھی ہوچکا ہے - ہمجائی کے تصور سے اس خیال نے بہت کچھ وقعت حاصل کرلی ہے -

صفحہ (5)

ہوتے ہیں - لہذا وہ کمی رشتے جن میں مادے کی کسی مقدار کا امتزاج ہوتا ہے انتہائی ذرات کے کمی رشتوں کو بھی تعبیر کرتے ہیں -

نظریۂ جواہر یوں بیان کیا جاسکتا ہے :-

(۱) ہر عنصر متجانس جوہروں پر مشتمل ہوتا ہے جن کی کمیت مستقل ہے -

(۲) کیمیائی مرکب سادہ عددی تناسب میں مختلف عنصروں کے جواہر کے اتحاد سے بنتے ہیں -

جدید نظریۂ جواہر یونانیوں کے نظریۂ جواہر سے مختلف ہے کیونکہ یہ بالکل واقعہ پر مبنی ہے اور تحقیق و انکشاف کے کام میں مدد دیتا ہے - یہ قدیم نظریۂ جواہر کی طرح ایک ذہنی مفروضہ نہیں بلکہ ایک مفید عملی قاعدہ ہے - اس امر کو پیش نظر رکھنا چاہیے کہ نظریۂ جواہر کیمیائی امتزاج کے کلیوں پر مبنی ہے اور ابتداءً اُن سے جدا نہ تھا - علاوہ ازیں اس نظریے کو مادے کی آخری نوعیت سے کوئی سروکار نہیں اور نہ ہی اس کی صداقت میں مابعد الطبیعیاتی قیاسات کا کچھ دخل ہے - بلکہ یہ نظریہ کیمیائی تبادلے کی اکائیوں سے تعلق رکھتا ہے - اور اگر یہ کہا جائے کہ چونکہ جدید انکشافات سے یہ ثابت ہو چکا ہے کہ یہ اکائیاں لغوی معنوں میں جواہر نہیں ہیں اس لیے نظریۂ جواہر اعتبار سے ساقط ہو چکا ہے تو اس کے جواب میں یہ کہا جا سکتا ہے کہ یہ اکائیاں گو قابلِ تقسیم ہیں لیکن حقیقی ہیں، اور بے اعتباری نظریے کو صرف تجربی کلیوں کی حدود سے باہر لے جانے سے پیدا ہوتی ہے -

نظریۂ جواہر جو اس طرح تجربے سے مستنبط ہو چکا ہے جدید علمِ کیمیا کی بنیاد سمجھا جاتا ہے - اسی لیے یہ ایک اساسی مسئلے کی حیثیت رکھتا ہے اور اہمیت میں صرف مسئلہ بقائے کمیت سے دوسرے درجے پر ہے جس پر فی الحقیقت یہ خود مبنی ہے - جدید علمِ کیمیا کا نشو و نما اسی نظریے کی پیش کردہ راہوں پر ہوا ہے اور کیمیائی معلومات میں ہر اضافہ اس نظریے کو تقویت پہنچانے میں مدد دیتا ہے -

صفحہ (6)

کسی شے کا انتہائی کیمیائی ذرّہ یا تو کیمیائی مفہوم کے مطابق ناقابلِ تقسیم ہوتا ہے[1]، یعنی اس کی تقسیم اگرچہ نظری طور پر نہیں مگر عملی طور پر ناممکن ہوتی ہے، اور یا دہ قابلِ تقسیم ہوتا ہے اور اس سے مادّے کی نئی شکلیں پیدا ہوتی ہیں۔ پہلی صورت میں وہ شے عنصر اور دوسری صورت میں مرکب کہلاتی ہے۔ عناصر یعنی مادّے کے ناقابلِ تحلیل اجزا کے مطالعے میں ڈالٹن کے نظریۂ جواہر کے مطابق سب سے پہلے اضافی جوہری کمیتوں کی تخمین ضروری ہے۔ یہ کمیتیں جیسا کہ اس سے قبل بتایا جا چکا ہے اُن کمیتوں کے متناسب ہوتی ہیں جن میں عناصر کی زیادہ مقدار کا امتزاج ہوتا ہے۔

ہائیڈروجن جو معلوم شدہ اشیا میں سب سے ہلکی ہے، اس کے جوہر کی اضافی کمیت یا وزن نظری اکائی تسلیم کی گئی ہے[2] اگر امتزاج ہمیشہ ہر زیرِ بحث عنصر کے ایک ایک جوہر کے درمیان واقع ہو تو وزنِ جوہر کی تخمین کا مسئلہ بالکل آسان ہو جائے۔ اور اضافی وزنِ جوہر ہر حال میں اُس حقیقی وزن یا تناسب ہی سے تعبیر ہو جس میں وہ عنصر وزناً ایک حصّہ ہائیڈروجن کے ساتھ ملے یا اُس سے معادل ہو۔ ڈالٹن نے تو درحقیقت یہ فرض کر لیا تھا کہ سادہ ترین طریق امتزاج ہی ہمیشہ حقیقی ہوتا ہے اور اُس نے کچھ اختیاری قاعدے وضع کر لیے تھے جن سے امتزاج پذیر ہونے والے جوہروں کی تعداد دریافت کی جا سکتی تھی۔ یہ طریقِ عمل ناجائز تھا کیونکہ اس وقت تک ایسی معلومات حاصل نہ تھیں جن سے اوزانِ جوہر کی صحیح قیمت دریافت کی جا سکے۔ لہٰذا ڈالٹن کے اوزانِ جوہر فی الحقیقت محض کیمیائی معادل ہیں۔

ہائیڈروجن کے وزناً ایک حصّے یا اس کے معادل سے مختلف تناسبوں میں ملنے کے لحاظ سے کسی عنصر کے بلاشبہ متعدد امتزاجی اوزان ہو سکتے ہیں جن میں سادہ رشتہ پایا جاتا ہے۔ مثلاً مرکبات میتھین، ایتھلین اور ایسیٹیلین میں کاربن کے امتزاجی اوزان بالترتیب ۳، ۶ اور ۱۲ ہیں۔ مرکبات امونیا، ہائیڈریزین اور ایزوامائیڈ میں نائٹروجن

---

[1] ۔ تاب کار اشیا کے تنزل کو ہم نے بالفعل کیمیائی تغیر کی حدود سے خارج تصور کیا ہے۔

[2] ۔ تاہم عملی اغراض کے لیے $O = 16$ زیادہ سہولت کا باعث ہے۔ اس صورت میں $H = 1.008$، اوزانِ جوہر کی بین الاقوامی مجلس نے اسی معیار پر اتفاق کیا ہے، لہٰذا اس کتاب کے متن میں یہی معیار اختیار کیا گیا ہے۔

صفحہ (7)

کے امتزاجی اوزان بالترتیب ۱۶، ۳۲، ۴۸ اور ۶۴ ہیں۔ اسی طرح کاربن کے آکسیجن کے ساتھ اور متعدد دھاتوں کے آکسیجن یا کلورین کے ساتھ ایک سے زیادہ امتزاجی اوزان ہوتے ہیں کیونکہ ان سے ایسے مرکبات بنتے ہیں جن میں ضعفی تناسبوں کے کُلیتے کے مطابق عناصر باہم ایک سے زیادہ تناسبوں سے متحد ہوتے ہیں۔

اس طرح ہم اس نتیجے پر پہنچتے ہیں کہ ایک عنصر کے جوہروں کی کوئی خاص تعداد کسی دوسرے عنصر کے جوہروں کی ایک تغیر پذیر تعداد کے ساتھ جو کسی عددِ صحیح سے تعبیر ہوتی ہے مل سکتی ہے۔ پس اس واقعے سے کہ ہائیڈروجن اور آکسیجن تقریباً ۱:۸ کی کمی نسبت سے باہم ملتی ہیں آکسیجن کے وزنِ جوہر کے متعلق کچھ علم حاصل نہیں ہوتا، جو ڈالٹن کے فرضیے کے مطابق پانی کے HO ہونے کی صورت میں ۸ ہوگا۔ اور اگر پانی H_2O ہو تو ۱۶ اگر HO_2 ہو تو ۴ ہونا چاہیے۔ وقس علی ہذا۔ اس وزنِ جوہر کی تعیین کے لیے مزید شہادت کی ضرورت ہے اور یہ شہادت موجودہ اور دیگر صورتوں میں گیسوں کے امتزاج کے حجمی رشتوں پر غور کرنے سے بہم پہنچتی ہے۔

گیسوں کے غیر محدود پھیلاؤ، ہر شکل قبول کرنے کی صلاحیت، نفوذ اور مائعات میں حل ہونے کے خواص پر غور کرنے سے یہ بہ آسانی ظاہر ہو جاتا ہے کہ ہر گیس بلحاظ ساخت سیلان پذیر اور جُداگانہ ذرات کے ایک نظام پر مشتمل ہوتی ہے۔

کُلیّہ گے لُسک کی بنا پر جس کے مطابق گیسیں آپس میں سادہ حجمی تناسب سے ملتی ہیں اور اس کے اس نتیجہ صریح کی بنا پر کہ گیسوں کی کثافتیں اپنے امتزاجی اوزان سے سادہ نسبت رکھتی ہیں یہ دعویٰ پیش کیا گیا کہ یکساں طبیعی حالات کے اندر گیسوں کے مساوی حجموں میں انتہائی ذرّات کی تعداد مساوی ہوتی ہے۔ اگر یہ ذرّات جواہر یا انتہائی افراد سمجھے جائیں تو امتزاج کے حجمی رشتوں مثلاً ہائیڈروجن اور کلورین یا ہائیڈروجن اور آکسیجن کی نسبتِ امتزاج سے یہ متناقض نتیجہ نکلتا ہے کہ بصورتِ اول ہائیڈروجن اور کلورین اور بصورتِ ثانی آکسیجن کے فرض کردہ ناقابلِ تقسیم جوہر دو حصّوں میں تقسیم ہو گئے ہیں، کیونکہ حاصل شدہ گیس کا حجم ہر صورت میں اصل حجم سے دوچند

ہوتا جو جواہر کی خالص ترکیب سے حاصل ہوتا۔

پس چونکہ

۱ حجم ہائیڈروجن + ۱ حجم کلورین سے ۲ حجم ہائیڈروجن کلورائیڈ حاصل ہوتا ہے، اور

۲ حجم ہائیڈروجن + ۱ حجم آکسیجن سے ۲ حجم بھاپ حاصل ہوتی ہے۔

صفحہ (8)

یا

۱ حجم ہائیڈروجن کلورائیڈ نصف حجم ہائیڈروجن اور نصف حجم کلورین سے حاصل ہوتا ہے،

اور ۱ حجم بھاپ ایک حجم ہائیڈروجن اور نصف حجم آکسیجن سے حاصل ہوتی ہے۔

لہذا اس سے یہ نتیجہ نکلا کہ

ہائیڈروجن کلورائیڈ کا ۱ مرکب جوہر ہائیڈروجن اور کلورین کے نصف نصف جوہر پر

اور بھاپ کا ۱ مرکب جوہر ہائیڈروجن کے ۱ اور آکسیجن کے نصف جوہر پر مشتمل ہوتا ہے۔

آووگاڈرو نے علمِ کیمیا میں سالمے کا یہ تصور پیدا کرکے کہ سالمہ جوہر سے ایک پیچیدہ تر ذرّہ ہے اور خود جوہروں پر مشتمل ہوتا ہے جو کسی عنصر کے سالمے میں سب یکساں اور کسی مرکب کے سالمے میں سب مختلف ہوتے ہیں، اس تضاد کو رفع کیا۔ ہائیڈروجن، آکسیجن اور کلورین کے سالمات درحقیقت دو حصّوں میں تقسیم ہوجاتے ہیں اور یہ حصّے پھر آپس میں مل کر مرکبات کے سالمات پیدا کردیتے ہیں۔ یہ واقعات اور خیالات آووگاڈرو کے نظریے[1] سے ظاہر کیے جاتے ہیں، جس کے رُو سے تمام گیسوں یا بخارات کے مساوی حجموں میں خواہ وہ مفرد ہوں خواہ مرکب یکساں تپش اور دباؤ کے ماتحت سالمات کی تعداد مساوی ہوتی ہے۔

گیسوں کے نظریۂ تحرک سے اس نظریے کی تائید ہوتی ہے۔ گیسی ذرّات کی حرکت کی نوعیت اور اُن پر حرارت کے اثر کے متعلق اگر یہ بنیادی مفروضہ جس کی صحت نہائت اغلب ہے تسلیم کرلیا جائے تو محض نظریۂ تحرک کے خالص حرکی استدلال سے

[1] - اب یہ نظریہ ایک دعوے کی حدود سے آگے بڑھ چکا ہے۔ اور اس کا شمار اسی زمرے میں ہے جس میں نظریۂ جواہر شامل کیا جاتا ہے۔ لیکن چونکہ یہ تجربے سے دریافت شدہ امور پر مبنی نہیں ہے اس لیے کلیہ قرار نہیں دیا جاسکتا۔

آووگاڈرو کا نظریہ اور اس وجہ سے گیسوں کے مابین کیمیائی تغیر کے وہ تصورات جو اس نظریے پر مبنی ہیں ثابت ہوجاتے ہیں۔

ہائیڈروجن اور کلورین کے اتحاد پر غور کرنے سے اب ہم اس نتیجے پر پہنچتے ہیں کہ ان دو گیسوں کے مساوی حجم جن میں سالمات کی تعداد مساوی ہے باہم مل کر ہائیڈروجن کلورائیڈ کے سالمات کی دوچند تعداد پیدا کردیتے ہیں۔ یا یوں کہیئے کہ ہائیڈروجن کے ن سالمات اور کلورین کے ن سالمات سے ہائیڈروجن کلورائیڈ کے ۲ ن سالمات حاصل ہوتے ہیں۔ ہائیڈروجن کے ہر سالمے کے مشمولہ جوہر ایک دوسرے سے جدا ہوکر اُن جوہروں کے ساتھ مل جاتے ہیں جو کلورین کے سالمات کی تحلیل سے علیٰحدہ ہوتے ہیں۔ اب اگر ہائیڈروجن کلورائیڈ کا سالمہ ہائیڈروجن اور کلورین کے ایک ایک جوہر کے امتزاج سے بنتا ہو تو اس سے یہ لازم آتا ہے کہ ان دونوں گیسوں کے سالمات دو دو جوہروں پر مشتمل ہیں۔ یعنی صفحہ(9)

$$nH_2 + nCl_2 = 2nHCl$$

۱ حجم ۱ حجم ۲ حجم

لیکن یہ بھی ممکن ہے کہ ہائیڈروجن کا سالمہ H_4 اور کلورین کا Cl_2 ہو۔ اس صورت میں ہائیڈروجن کلورائیڈ H_2Cl ہوگا، کیونکہ ان ضابطوں سے بھی حجمی امتزاج کا رشتہ وہی رہتا ہے۔ یا زیادہ عمومیت کے ساتھ کہنا چاہیں تو تعامل مساوات ذیل سے بھی تعبیر ہوسکتا ہے:۔

$$n(Hx)_2 + n(Cly)_2 = 2nHxCly$$

۱ حجم ۱ حجم ۲ حجم

تاہم یہ مفروضہ کہ ہائیڈروجن کلورائیڈ کا سالمہ اپنے اجزا کے ایک ایک جوہر کے اتحاد سے بنتا ہے سب سے زیادہ سیدھا سادھا اور تمام واقعات معلومہ کے ساتھ مطابقت رکھتا ہے۔ اس امر سے کہ ہائیڈروجن اور کلورین کا صرف ایک ہی مرکب وجود پذیر ہے اور اس اہم تر امر سے کہ ہائیڈروجن کلورائیڈ میں سے ہائیڈروجن یا کلورین ایک ہی مرحلے میں خارج کی جاسکتی ہے اس مفروضے کی تائید میں ایک ایسی زبردست دلیل دستیاب ہوتی ہے کہ اس کی صحت کا

امکان بہت کچھ غالب ہوجاتا ہے[1]۔ فی الحقیقت اگر جوہر کی یہ تعریف کی جائے کہ جوہر وہ خورد ترین ذرّہ ہے جو اب تک کسی سالمے کے شقاق سے حاصل ہوا ہو تو ان سالمات کو بالفعل صرف دو دو جوہروں ہی پر مشتمل سمجھنا چاہیے۔ چنانچہ اسی وجہ سے ان کے ضابطے H_2 اور Cl_2 لکھے جاتے ہیں۔ انھیں دلائل کی بنا پر آکسیجن کا سالمہ O_2 تصور کیا جاتا ہے اور مساوات

$$2nH_2 + nO_2 = 2nH_2O$$

۲ حجم ۱ حجم ۲ حجم

صفحہ (10) ہائیڈروجن اور آکسیجن کے اتحاد سے پانی کی پیدائش کو تعبیر کرتی ہے۔ چونکہ پانی کے سالمے کا ضابطہ H_2O ہے اس لیے آکسیجن کا وزن جوہر ۱۶ ہوگا۔

وزنِ جوہر کی تخمین کے قاعدے

(۱) بخاری کثافت کا قاعدہ

گے لُسک نے یہ ثابت کیا تھا کہ مفرد گیسوں کے امتزاجی اوزان اُن کی کثافت کے متناسب ہوتے ہیں۔ اور آووگاڈرو کے نظریے سے نتیجۃً یہ بھی تسلیم کیا جاتا ہے کہ تمام گیسی اشیا کے اوزانِ سالمہ اُن کی اضافی کثافتوں کے متناسب

---

[1] مرکبات میں عناصر کے طریقِ بدل کے متعلق جو استدلال پیش کیا گیا ہے اُس کا اطلاق دوسری صورتوں پر بھی ہوسکتا ہے۔ مثلاً میتھین میں سے ہائیڈروجن چار مرحلوں میں اور کاربن ایک ہی مرحلے میں خارج کی جاسکتی ہے۔ لہٰذا میتھین کا ضابطہ CH_4 اور کاربن کا وزنِ جوہر ۱۲ ہے۔

علاوہ ازیں اگر کاربن اور آکسیجن کا وزنِ جوہر علی الترتیب ۱۲ اور ۱۶ تسلیم کرلیا جائے تو ایسیٹک ترشے کا امتحانی ضابطہ CH_2O ہوگا۔ لیکن اس میں سے آکسیجن دو مرحلوں میں خارج کی جاسکتی ہے چنانچہ آکسیجن کے ایک جوہر کے بجائے گندک کا جوہر داخل کرنے سے تھایوایسیٹک ترشہ پیدا ہوتا ہے۔ لہٰذا سالمی ضابطہ غالباً $C_2H_4O_2$ ہے۔ عام طور پر یہ کہا جاسکتا ہے کہ اگر کسی کیمیائی مرکب میں سے کسی عنصر کا $\frac{1}{n}$ حصہ خارج کیا جاسکے تو اُس مرکب کے سالمے میں اُس عنصر کے کم سے کم n جوہر ضرور موجود ہوں گے۔

ہوتے ہیں۔ اگر ہائیڈروجن کو اکائی مان کر اس کے اعتبار سے کسی گیسی مرکب کی کثافت لا ہو تو چونکہ ہائیڈروجن کا وزنِ سالمہ ۲ ہے اس لیے اس مرکب کا وزنِ سالمہ ۲ لا ہوگا۔

لہذا وزنِ جوہر دریافت کرنے کا مسئلہ صرف اتنا ہی رہ جاتا ہے کہ جن صورتوں میں معلومات فراہم ہوسکیں، کسی گیس کے سالمی تناسب میں جو بخاری کثافت کی تخمین سے معلوم ہوسکتا ہے، بذریعہ تشریح یہ دریافت کرلیا جائے کہ اس میں کسی عنصر کا کم سے کم تناسب کیا ہے۔ اس غرض سے بخاری کثافت کی تقریبی قیمت ہی کافی ہے۔ جب ایک دفعہ وزنِ سالمہ کی قیمت کا سرسری اندازہ ہوجائے تو پھر تشریح سے اس کی ٹھیک ٹھیک قیمت دریافت کی جاسکتی ہے۔

اگر کسی مرکب کا ضابطہ ا~لا~ ب~ما~ ج~د~ تو اس کا وزنِ سالمہ س، (لا ا + ما ب + د ج) ہوگا، جب کہ ا، ب اور ج اوزانِ جوہر ہیں۔ اجزائے ضربی لا، ما اور د صحیح اعداد ہونے چاہییں۔ کسی عنصر کا کم سے کم تناسب جو اُس کے کسی مرکب کے سالمی تناسب میں پایا جاتا ہے، سرِدست اُس عنصر کا جوہری تناسب تصور کیا جاتا ہے۔ اور اگر اُس عنصر کے گیس شدنی مرکبات کی تعداد زیادہ ہو تو غالباً یہی قیمت اُس کا وزنِ جوہر ہے۔ مثال سے یہ اچھی طرح سمجھ میں آئیگا۔

فاسفورس کے بہت سے ایسے مرکبات وجود پذیر ہیں جو گیس کی شکل اختیار کرسکتے ہیں ان کی بخاری کثافتیں دریافت کی گئی ہیں۔ فاسفین، فاسفورس کا مائع ہائیڈرائیڈ، فاسفورس کلورائیڈ، فاسفورل کلورائیڈ اور تھائیو فاسفورل کلورائیڈ اس زمرے میں شامل ہیں۔ فاسفین کی گیسی کثافت کی تخمین سے پتا چلتا ہے کہ اس کا وزنِ سالمہ تقریباً ۳۴ ہونا چاہیے۔ اور تشریح سے یہ معلوم ہوا ہے کہ اس مرکب کے وزناً ۹۷ء۳۳ حصوں میں ۰۰ء۳۱ حصے ہائیڈروجن موجود ہے۔ لہذا فاسفورس کا وزنِ جوہر ۹۷ء۳۰ سے زیادہ نہیں ہوسکتا۔ گو وہ اس عدد کا کوئی ذیلی ضعف ہوسکتا ہے۔ دیگر مرکبات کے اوزانِ سالمہ اور اُن میں فاسفورس کا سالمی تناسب حسبِ ذیل ہے:۔ (11)

	مائع ہائیڈرائیڈ	فاسفورس کلورائیڈ	فاسفورل کلورائیڈ	تھائیو فاسفورل کلورائیڈ
وزنِ سالمہ	۶۵٫۵۸	۱۳۶٫۳۳	۱۵۲٫۲۱	۱۶۸٫۱۵
P کا سالمی تناسب	۶۱٫۵۸	۳۰٫۷۹	۳۰٫۷۹	۳۰٫۷۹

ان اعداد سے امکان غالب یہی معلوم ہوتا ہے کہ فاسفورس کا وزنِ جوہر ۳۰٫۷۹[ل] ہے، کیونکہ کسی اور مرکب کے سالمی تناسب میں فاسفورس کا اس سے کمتر وزن آج تک نہیں پایا گیا۔ اس کے ساتھ ہی یہ بھی معلوم ہوتا ہے کہ مائع ہائیڈرائیڈ میں فاسفورس کے ۲ جوہر موجود ہیں اور اس کا ضابطہ P_2H_4 ہے۔

(۲) نوعی حرارت کا قاعدہ

جوہری حرارتوں کے متعلق دولاں[ع] اور پیتی کے کلیے سے اوزانِ جوہر کے تعین کا ایک اور طریقہ دستیاب ہوتا ہے جس میں صرف امتزاجی وزن پہلے سے معلوم ہونا چاہیے اور مرکبات کی جوہری ساخت کا علم ضروری نہیں۔ اپنے وسیع ترین مفہوم کے اعتبار سے اس کلیے کا منشا یہ ہے کہ اگر عناصر کی مقداریں اوزانِ جوہر کے تناسب سے لی جائیں تو اُن کی قابلیتِ حرارت مساوی ہوتی ہے۔ یہ مستقل قابلیتِ حرارت ۶٫۴ ہے۔ چنانچہ

$$\text{وزنِ جوہر} \times \text{نوعی حرارت} = ۶٫۴ \quad \text{یا} \quad \text{وزنِ جوہر} = \frac{۶٫۴}{\text{نوعی حرارت}}$$

غرض کہ اس کلیے کی رُو سے تمام جوہروں کی قابلیتِ حرارت مساوی سمجھی گئی ہے۔ ظاہر ہے کہ جوہری حرارت کی ایسی قیمت مقرر کرنے کے لیے جس سے اوزانِ جوہر کی قیمتوں کا ٹھیک اندازہ ہو سکے۔ کم از کم ایک عنصر کا صحیح وزنِ جوہر دیگر ذرائع سے معلوم ہونا چاہیے۔ تانبے اور لوہے جیسے مشہور و معروف عناصر کے متعلق مختلف ذرائع سے جو شہادت فراہم کی گئی اُس کی بنا پر ان کے

ل یا ۳۱٫۰۴، بشرطیکہ O = ۱۶ اور H = ۱٫۰۰۸ -

ع Dulong & Petit

صفحہ (12) اوزانِ جوہر کی بالتدریج معین قیمت طے پا گئی اور اس طرح یہ ثابت ہو گیا کہ ڈولاں اور پیٹی کے کلیئے سے اوزانِ جوہر کی جو قیمت محسوب کی جاتی ہے گو وہ ناقص معلومات کی وجہ سے پورے طور پر صحیح نہیں ہوتی، لیکن اس سے اوزانِ جوہر کے امتداد کا ٹھیک اندازہ ہو جاتا ہے۔

سچ تو یہ ہے کہ اس کلیئے کا اطلاق صرف ٹھوس عناصر بلکہ زیادہ تر السیی دھاتوں پر ہوتا ہے جن کا وزنِ جوہر ۳۰ سے زیادہ ہے۔

کم وزنِ جوہر کے ادھاتی عناصر اور کم وزنِ جوہر کی دھات بیریلیئم کی نوعی حرارت خلافِ معمول ہے۔

ان تمام عنصروں کی نوعی حرارت تپش کے بڑھنے سے پہلے سرعت کے ساتھ اور پھر آہستہ آہستہ بڑھتی ہے حتیٰ کہ بلند تپشوں پر یہ اپنی قیمت اعظم تک پہنچ جاتی ہے۔

ھمپج[1] نے بیریلیئم اور ایچ ایف ویبر نے بورون، کاربن اور سلیکان کی صورت میں تپش کے ساتھ نوعی حرارت کے تغیر کی عملی طور پر تخمین کی ہے۔ بیریلیئم کی نوعی حرارت ۵۰° سے نیچے ۳۹۷ء۳ ہے۔ لیکن تپش کے بلند ہونے پر اس کی قیمت بڑھتی ہے حتیٰ کہ ۴۰۰° اور ۵۰۰° کے درمیان یہ مستقل اور تقریباً ۶۲ء۵ کے برابر ہو جاتی ہے۔ تپش کے ساتھ بورون اور کاربن کی نوعی حرارت کی شرحِ تغیر ایک دوسری کے مماثل ہے۔ تقریباً ۱۰۰۰° پر قیمت مستقل ہو جاتی ہے۔ اس تپش پر بورون کی نوعی حرارت تقریباً ۵۰ء۵ اور کاربن کی ۶۴ء۵ ہوتی ہے۔ سلیکان کی نوعی حرارت بھی ۲۰۰° پر ۲۰۳ء۵ کی مستقل قیمت اختیار کر لیتی ہے۔ مندرجۂ بالا قیمتوں اور ان تین عنصروں کے مسلمہ اوزانِ جوہر کا حاصلِ ضرب تقریباً ۵ء۵ ہے اور اس طرح یہ ماننا پڑتا ہے کہ دھاتوں کے مقابلے میں ان عناصر کی جوہری حرارت فی الحقیقت کم ہے۔ گندھک اور فاسفورس کی صورت میں بھی یہ قیمت ۴ء۶ سے کسی قدر کم ہوتی ہے۔

۵ - پاگلو سینم

[1] Humpidge

ان عناصر کی نوعی حرارت کے خلاف معمول ہونے کا باعث غالباً سالمی ساخت (یا مادّے کے مشمولہ جوہروں کی ترتیب) کا وہ اختلاف ہے جو متذکرۂ بالا عناصر اور مستقل جوہری حرارت والے اکثر عنصروں میں پایا جاتا ہے۔

صفحہ (13)

دھاتوں میں نمایاں بہروپی خواص کی غیر موجودگی اور گیس بن سکنے والی دھاتوں کے بخارات کے اِک جوہرے پن سے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ ٹھوس یا مائع حالت میں ان کی ساخت سادہ ہونی چاہیے۔ اس کے برعکس ٹھوس ادھاتوں اور دھتونتوں کی سالمی ساخت غالباً پیچیدہ ہوتی ہے۔ علاوہ ازیں یہ بھی دیکھا جاسکتا ہے کہ اگر کم وزنِ جوہر کے عناصر کے سلسلۂ ذیل

Li = ۷ ، Be = ۹ ، B = ۱۱ ، C = ۱۲

پر غور کیا جائے تو Be ، B اور C کے جوہری حجم اور تمام عنصروں سے کم ہیں اور Li کا جوہری حجم ان کے مقابلے میں بہت زیادہ ہے۔ منڈلیف کے خیال میں جوہری حجم کا زیادہ ہونا عام مفہوم کے لحاظ سے ڈھیلی ڈھالی بناوٹ یا ٹھوس عنصر کے متخلخل ہونے پر دلالت کرتا ہے۔[1]

لہٰذا ٹھوس لیتھیم میں ذرّات بورون اور کاربن کی بہ نسبت زیادہ متخلخل کے ساتھ مرتب ہوتے ہیں اور اس وجہ سے وہ اپنی حالت کے اعتبار سے گیسوں کے ذرات سے زیادہ قربت رکھتے ہیں۔ پس اگر کم جوہری حجم کے کسی عنصر کے ذرّات زیادہ پیچیدہ بھی ہوں اور زیادہ گنجان بھی، تو گرم کرنے پر اُس کے طریقِ عمل کی یوں توجیہ کی جاسکتی ہے:۔

اس قسم کے عناصر کو حرارت کی شکل میں جو توانائی بہم پہنچائی جاتی ہے، وہ پیچیدگی اور ذرّات کی حرکت میں آزادی کم ہونے کے باعث، ذرّات کے اندر اور اُن کے مابین حرکت میں تبدیل ہونے سے ایک حد تک رُک جاتی ہے۔ لہٰذا تپش میں چند معیّن درجوں کی حد تک اضافے کے لیے جو حرارت درکار ہوتی ہے، وہ دوسری صورت کے مقابلے میں کسی قدر کم ہونی چاہیے۔ لیکن بلند ترتپشوں پر

[1] - دیکھو صفحہ (۳۶) -

دونوں قسم کی حرکت میں زیادہ آزادی ہونے کی وجہ سے اُس چیز کی تپش میں اضافے کے لیے زیادہ حرارت کی ضرورت ہوتی ہے چنانچہ اس وجہ سے نوعی حرارت بڑھ جاتی اور جوہری حرارت اپنی طبعی قیمت کے قریب پہنچ جاتی ہے۔

مستقل حجم کے ماتحت اِک جوہری گیسوں کی نوعی حرارت کی بھی اقل قیمت ہوتی ہے۔ لیکن اس کا باعث ساخت کی سادگی ہے نہ کہ زیرِ بحث ٹھوس عناصر کی طرح ساخت کی پیچیدگی۔

(۳) ہمشکلی کا قاعدہ

وزنِ جوہر دریافت کرنے کی غرض سے امتزاجی وزن کا صحیح ضعف معین کرنے کے لیے ہمشکلی یا قلمی شکل کی مشابہت سے بھی مدد لی گئی ہے۔ پہلے پہل مِٹشرلی[1] نے اس کا مشاہدہ کیا تھا۔ اوزانِ جوہر کی تخمین میں اپنے استعمال کے لحاظ سے کُلیۂ ہمشکلی یوں بیان کیا جا سکتا ہے:۔ اگر کسی مرکب میں ایک عنصر کی جگہ دوسرے سے بدل دینے پر مرکب کی قلمی شکل تبدیل نہ ہو، تو داخل کردہ عنصر کیمیائی طور پر خارج شدہ عنصر کے مماثل ہوتا ہے اور اُس کے مرکبات بھی اُسی صنف سے تعلق رکھتے ہیں۔ (صفحہ ۱۷)

مٹشرلی اور برزیلیئس[2] کی پیش کردہ مثال سے اس کُلیّے کے استعمال کی توضیح کی جا سکتی ہے۔

سلفیٹس میں آکسائیڈ SO_3 موجود ہوتا ہے، اور کرومیٹس چونکہ سلفیٹس کے ہمشکل ہیں، اس لیے اُن میں $Cr\ O_6$ کے بجائے جو پہلے فرض کیا گیا تھا آکسائیڈ CrO_3 موجود ہونا چاہیے۔ لہٰذا کرومک آکسائیڈ Cr_2O_3 ہوگا۔ یہ CrO_3 نہیں ہو سکتا۔ ایسے کرومک اور فیرک نمکوں کی ہمشکلی کی وجہ سے فیرک آکسائیڈ کا ضابطہ Fe_2O_3 ہونا چاہیے، لہٰذا فیرس آکسائیڈ کا

---

[1] Mitscherlich [2] Berzelius

ضابطہ FeO ہوگا۔ مگر میگنیشیئم، جست، نکل اور کوبالٹ کے نمک متناظر فیرس مرکبات کے ہمشکل ہیں۔ اس وجہ سے اُن کے آکسائیڈز MO_2 کے بجائے جو پہلے فرض کیا گیا تھا صنف MO سے متعلق ہونے چاہییں۔ اس صنف کی بنا پر اوزانِ جوہر کی جو قیمتیں محسوب کی گئیں وہ ڈولاں اور پتی کے کلیے سے حاصل کردہ قیمتوں کے مطابق تھیں، لہٰذا اوزانِ جوہر کی قیمتوں میں جو تبدیلیاں کی گئیں وہ اس مطابقت کی وجہ سے حق بجانب ٹھہرتی ہیں۔

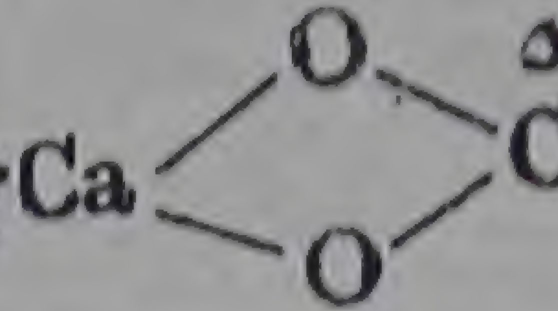
عنصر گیلیئم سے اُس کلیے کے استعمال کی ایک اور مثال دستیاب ہوتی ہے۔ یہ دھات ایک امونیم پھٹکری پیدا کرتی ہے جو الومینیئم امونیم پھٹکری $Al_2(SO_4)_3, (NH_4)_2SO_4, 24H_2O$ کی ہمشکل ہے۔ اس لیے گیلیئم کا سلفیٹ غالباً $Ga_2(SO_4)_3$ اور اس کا آکسائیڈ Ga_2O_3 ہوگا۔ اب چونکہ اس دھات کا معادل ۲۳ ہے لہٰذا وزنِ جوہر ۶۹ ہونا چاہیے۔ دیگر امور سے اس قیمت کی تصدیق ہوتی ہے۔

ٹٹن نے قلوی دھاتوں کے نمکوں کی ہمشکلی کا بغور معائنہ کیا ہے۔ اُس کا یہ قول ہے کہ پوٹاسیم سلفیٹ میں پوٹاسیم کے بجائے رُبیڈیم یا سیزیم کے ادخال سے سلفیٹ کی قلمی شکل میں کوئی تبدیلی واقع نہیں ہوتی، گو قلموں کے حرارتی اور مناظری خواص میں خفیف سا تغیر رُونما ہوتا ہے جو مقدار میں عام طور پر اُتنا ہی متفاوت ہوتا ہے جتنا ان دھاتوں کے اوزانِ جوہر کا فرق ہے۔ سلفیٹس کی قلمی شکل یکساں ہونے سے ان تین دھاتوں کی کیمیائی مشابہت کی تصدیق ہوتی ہے اور ان کے کیمیائی خواص کے مطالعے سے جس مماثلت کا پتا چلتا ہے اُس میں مزید توافق نظر آتا ہے۔

حقیقی ہمشکل نمکوں کے آمیزے کے محلول سے جب قلمیں بنائی جاتی ہیں تو مخلوط قلمیں بن سکتی ہیں یا کسی مرکب کی قلم جب ایک ہمشکل مرکب کے پُر سیر محلول میں داخل کی جاتی ہے تو وہ اُس میں قلماؤ کے عمل کا آغاز کر سکتی ہے جیسا کہ پھٹکریوں کی صورت میں ہوتا ہے۔

اگر مرکبات کے سالمات میں جوہروں کی تعداد مساوی اور اُن کی ساخت بھی

ے Tutton

بظاہر یکساں ہو تو اُن میں ہمشکلی پائی جا سکتی ہے۔ مثلاً $NaNO_3$ کیلک اسپار کے اور KNO_3 ایراگونائیٹ کے $CaCO_3$ کا ہمشکل ہے۔ تاہم اُن کی ساخت $(Na.K)ONO_2$ اور [1] † جو اُن کے کیمیائی سلوک سے اخذ کی گئی ہے بہت کچھ مختلف ہے۔ وزنِ جوہر کی تعیین میں ہمشکلی کی شہادت سے صرف اُسی صورت میں استفادہ کیا جا سکتا ہے جب کہ یہ ثابت ہو جائے کہ سالمی ساخت اور عام کیمیائی سلوک میں حقیقی مشابہت پائی جاتی ہے، جیسا کہ $KMnO_4$ اور $KClO_4$ کی مثال سے ظاہر ہے۔

علاوہ ازیں ہمشکلی سے جو نتائج اخذ کیے جاتے ہیں، اُن میں کثیر الاشکالی کی خاصیت سے فتور پیدا ہو سکتا ہے۔ کیلسیئم کاربونیٹ کی دوگونہ قلمی ساخت، سلیکا کی دو شکلوں گار اور ٹرائی ڈیمائیٹ (tridymite)، نیز گندک کی دو اور امونیئم نائیٹریٹ کی چار قلمی شکلوں سے اس امر کی توضیح ہوتی ہے۔

گرفت

بہت سے گیس میں تبدیل شدنی ثنائی مرکبات کی سالمی ساخت سے جن میں ایک جُزو کا صرف ایک ہی جوہر موجود ہوتا ہے یہ ظاہر ہے کہ ایک ہی جوہر کے ساتھ ایک سے زیادہ دیگر جواہر کیمیائی طور پر مل سکتے ہیں۔ اور یہ ایک ایسا نتیجہ ہے جو خود ضِعفی تناسبوں کے کُلیے سے بھی مترتب ہوتا ہے۔

---

[1] - ان کو اور اسی قسم کے دوسرے ساخت ناضابطوں کو بعض کیمیا داں مسترد قرار دیتے ہیں۔ سوڈیم نائیٹریٹ اور کیلک اسپار میں شمولہ جوہروں کی ترتیب غالباً یکساں ہوتی ہے۔ اور درحقیقت اُن کی ہمشکلی سے اس کے سوا اور کوئی نتیجہ نہیں نکالا جا سکتا۔

† - نوٹ ۱ - صفحہ ۶۱۸

گیسوں میں تبدیل شدنی ثنائی مرکبات کا سلسلۂ ذیل جس کے ارکان کی سالمی ساخت متذکرۂ بالا اصولوں کے اطلاق سے دریافت کی جاسکتی ہے مثالاً پیش کیا جاسکتا ہے :—

$HCl, HBr, HI, H_2O, H_2S, H_3N, H_3P, H_4C, H_4Si, Cl_5P, Cl_6W, F_8Os.$

اس سلسلے سے گرفت یا سیری یا قابلیتِ امتزاج کا تصور معاً پیدا ہوتا ہے، جو اپنے محدود تر مفہوم کے اعتبار سے دوسرے جوہروں کی وہ بڑی سے بڑی تعداد ہے جس سے کسی خاص عنصر کا ایک جوہر براہِ راست ترکیب پاسکتا ہے۔ مثلاً سلسلۂ مذکور سے گندک کی گرفت دو معلوم ہوتی ہے، نائیٹروجن[1] کی تین، کاربن کی چار، فاسفورس کی پانچ، ٹنگسٹن کی چھ اور آسمیئم کی آٹھ۔

کوئی ایسا ثنائی مرکب وجود پذیر نہیں جس میں ہائیڈروجن کا ۱ جوہر کسی اور عنصر کے ۱ سے زیادہ جوہروں کے ساتھ ملا ہوا ہو۔ لہٰذا جہاں تک قابلیت امتزاج یا گرفت کا تعلق ہے، ہائیڈروجن اس کی ادنیٰ ترحد کو تعبیر کرتی اور اِک گرفتا قرار دی جاتی ہے۔

گیسی سالمات HF ، HCl ، HBr ، HI کے وجود سے ظاہر ہے کہ عناصر فلورین، کلورین، برومین اور آیوڈین بھی اسی طرح سے اِک گرفتا ہوسکتے ہیں۔ چنانچہ گرفت کے تعین میں یہ عناصر بھی بطور معیار استعمال کیے جاتے ہیں۔

کسی عنصر کا ایک جوہر ہائیڈروجن کے ۴ سے زیادہ جوہروں کے ساتھ کبھی ترکیب نہیں پاتا (مثلاً CH_4 ، SiH_4) ۔ لیکن لونجنی مرکبات میں اس سے زیادہ گرفتوں کا اظہار ہوتا ہے۔ لہٰذا عملاً ہائیڈروجنی گرفت اور لونجنی گرفت میں امتیاز قائم کرنا ضروری ہے۔ مثلاً فاسفورس کی زیادہ سے زیادہ ہائیڈروجنی گرفت PH_3 میں تین اور زیادہ سے زیادہ لونجنی گرفت PF_5 اور PCl_5 میں پانچ ہے۔

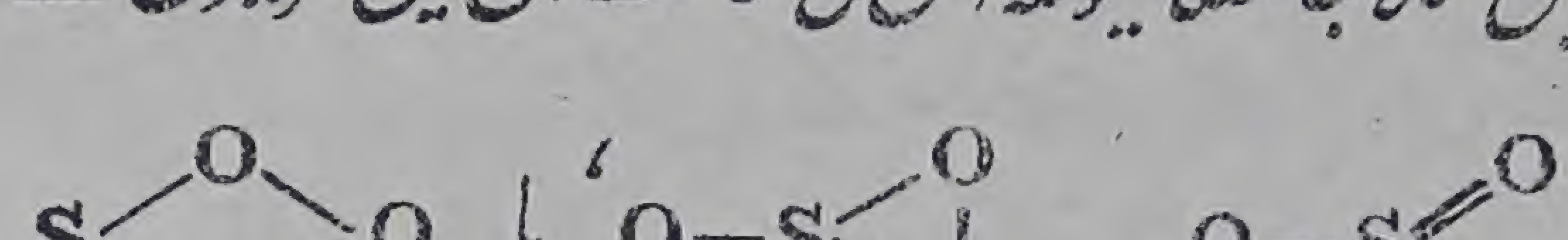
اس امتیاز کو تسلیم کر لینے کے بعد سوال یہ پیدا ہوتا ہے کہ آیا گرفت جوہر کی ایک جبلی خاصیت تصور کی جاسکتی ہے یا نہیں ۔ یہ سچ ہے کہ گرفت صرف اپنے ظواہر سے

[1] N_3H میں نائیٹروجن کا صرف ۱ جوہر ہائیڈروجن سے براہِ راست ملا ہوا ہے۔

معلوم ہوتی ہے لیکن اُن تمام اصناف کے مرکبات پر غور کرنے سے جو کوئی عنصر پیدا کرتا ہے، ہم اس عنصر کی اعظم گرفت کے متعلق بالعموم ایک معیّن نتیجے تک پہنچ سکتے ہیں۔ کسی عنصر کے خواص جن میں اُس کے مرکبات کے اصناف بھی شامل ہیں مجموعی طور پر نظامِ ادوار (صفحہ ۳۷) میں اُس کے مقام سے ظاہر ہوتے ہیں۔ لہٰذا کسی عنصر کی امکانی گرفت دریافت کرنے کے لیے جو اُس کی ایک جبلّی خاصیّت ہے ہم نظامِ ادوار سے استفادہ کرسکتے ہیں۔

تاہم اس نظام کی رُو سے بعض اوقات ایسی اعلیٰ ترامکانی گرفت کا پتا چلتا ہے جو فی الحقیقت کبھی ظہور میں نہیں آتی۔ مثلاً لوہا، کوبالٹ اور نکل کبھی اٹھ گرفتا نہیں پائے گئے، نہ ہی فلورین کبھی ست گرفتا ہوتی ہے، حالانکہ کلیۂ ادوار سے ان عناصر کی یہی گرفت قرار پاتی ہے۔ علیٰ ہٰذا القیاس تانبے کا دو گرفتا اور سونے کا تگرفتا ہونا بھی اس اعتبار سے خلافِ قاعدہ ہے۔

یاد رکھنا چاہیے کہ کسی عنصر کی گرفت کے تعیّن میں صرف ایسے مرکب کے وزنِ سالمہ اور ترکیب کے علم سے راست اور صحیح تجربی شہادت ملتی ہے، جو گیس میں تبدیل ہوسکے اور جس میں زیرِ بحث عنصر کا ایک جوہر معیاری اک گرفتا جوہروں کے ساتھ ملا ہوا ہو۔ مثلاً SO_3 کے وزنِ سالمہ اور جوہری ترکیب سے گندک کی گرفت کے متعلق کوئی قطعی نتیجہ نہیں نکالا جاسکتا کیونکہ اس کی ساخت ان تین طریقوں سے تعبیر کی جاسکتی ہے[1]:-



جن میں گندک علی الترتیب چھ گرفتا، چوگرفتا اور دو گرفتا ہے۔ تاہم اس مرکب کے کیمیائی سلوک سے یہ اغلب معلوم نہیں ہوتا کہ اس میں آکسیجن کے جوہروں کا زنجیرہ موجود ہو، جس سے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ گندک چھ گرفتا ہے۔ اس نتیجے کی کُلیۂ ادوار سے پوری پوری تائید اور SF_6 کی تیاری سے مزید تصدیق ہوتی ہے۔

[1] - نوٹ ۲ - صفحہ ۶۱۹

کیلسیئم کے وزنِ جوہر کے علم سے اس کے آکسائیڈ کا ضابطہ $(CaO)_n$ اور کلورائیڈ کا ضابطہ $(CaCl_2)_n$ قرار پاتا ہے۔ لیکن ان مرکبات کی حقیقی سالمی مقدار خواہ کچھ ہی ہو، CaO اور $CaCl_2$ ضابطے ان کی ترکیب کو اُس حد تک صحت کے ساتھ تعبیر کرتے ہیں جہاں تک موجودہ علم ہماری رہنمائی کرتا ہے۔ چنانچہ کیلسیئم اس وجہ سے دو گرفتا تصور کی جاتی ہے اور یہاں بھی کلیۂ ادوار سے اس نتیجے کے صحیح ہونے کا ثبوت ملتا ہے۔

بعض عناصر کے متغیر گرفت کے اظہار سے گرفت کے ان سادہ حقائق میں پیچیدگی واقع ہوتی ہے۔ مثلاً $SnCl_2$ اور $SnCl_4$ میں قلعی، $FeCl_2$ اور $FeCl_3$ میں لوہے، PCl_3 اور PCl_5 میں فاسفورس اور WCl_4، WCl_5 اور WCl_6 میں ٹنگسٹن کی گرفت تغیر پذیر ہے۔ متعدد عناصر ایسی گرفتوں کا اظہار کرتے ہیں جن میں دو کا فرق ہوتا ہے اور وہ یا تو طاق ہوتی ہیں اور یا جفت۔ اور پہلے یہ خیال کیا گیا تھا کہ اس قسم کی باقاعدگی عناصر میں عام طور پر پائی جاتی ہے اور اس کے متعلق ایک کلیہ قائم کیا جاسکتا ہے۔ لیکن یہ واقعات کے خلاف ہے۔ ایسی بہت سی مثالیں ہیں جن میں گرفتیں ایک ایک اکائی سے بڑھتی یا گھٹتی ہیں۔ تاہم کلیۂ ادوار سے جو گروہ وار گرفتیں ظاہر ہوتی ہیں اُن سے زیادہ گرفت کا اظہار کوئی عنصر شاذ ہی کرتا ہے۔ چنانچہ اس وجہ سے وہ گرفتیں عناصر کے مختلف گروہوں کی اعظم قیمتوں کو تعبیر کرتی ہیں۔ بایں ہمہ یہ یاد رہے کہ گرفت کا ظہور کیمیائی امتزاج پر منحصر ہے۔ جب کبھی کیمیائی اتحاد واقع ہوتا ہے، گرفت اس کی وسعت کی حد کے لحاظ سے معرضِ ظہور میں آتی ہے۔ لہٰذا عامل گرفت جوہری کمیت کی طرح کوئی مستقل خاصیت نہیں ہے۔ درحقیقت اس کو رگڑ کی قوت کے ساتھ بہت اچھی طرح سے تشبیہ دی جاسکتی ہے جو محض خارجی اسباب سے معرضِ وجود میں آتی اور صفر سے لے کر ایک حدِ اعظم تک کوئی قیمت اختیار کرسکتی ہے۔

اُن اشیا کے وجود سے جو عُرفِ عام میں "سالمی مرکبات" کہلاتی ہیں ایک مشکل سوال پیدا ہوتا ہے۔ یہ اصطلاح ابتدا میں اُن اشیا کے لیے استعمال کی گئی تھی جن کی ساخت کی توجیہ معین گرفت کے معمولی کلیتوں سے نہیں کی جاسکتی۔ قدما کے

ا نوٹ ۳- صفحہ ۶۱۹

پانی والے نمک، پھٹکڑیوں جیسے دوہیلے نمک اور فیروسائنائیڈز اور پلاٹینی کلورائیڈز جیسے پیچیدہ نمک ان کی مثالیں ہیں۔

"سالمی مرکب" کی اصطلاح کا مخصوص استعمال اس امر پر دلالت کرتا ہے کہ اس صورت میں شمولہ جوہروں کے اتحاد کی نوعیت کسی معمولی مرکب کے جوہروں کے اتحاد سے مختلف ہے۔ لیکن واقعات سے اس امتیاز کا جواز ظاہر نہیں ہوتا۔ کلوروپلاٹینیٹس (یا پلاٹینی کلورائیڈز) اور فیرو اور فیری سائنائیڈز جیسے نمک حالتِ محلولی میں پائے جاتے ہیں۔ لہٰذا ان میں پیچیدہ رواں موجود ہیں اور اس وجہ سے ان نمکوں میں اتحاد کا انداز جوہری متصور ہونا چاہیے۔ اب ان مرکبات سے لے کر پھٹکڑیوں اور دوسرے دوہیلے نمکوں تک جو پانی سے کم و بیش تحلیل ہوجاتے ہیں قیام پذیری کے تمام مدارج پائے جاتے ہیں۔ علاوہ ازیں سالمی مرکبات ثنائی تحلیل یا عمل انتقال کے تعاملات میں بھی حصہ لے سکتے ہیں۔ چنانچہ ٹرائی ایتھل ایمونیم ٹرائی برومائیڈ جو ٹرائی ایتھل ایمین اور برومین کا سالمی مرکب سمجھا جاسکتا ہے، پوٹاسیم آیوڈائیڈ کے ساتھ مساوات ذیل کے مطابق تعامل کرتا ہے:-

$$(C_2H_5)_3NBr_3 + 3KI = (C_2H_5)_3NI_3 + 3KBr$$

اور $CuSO_4 , 5H_2O$ میں پانچ سالماتِ آب کی جگہ یکے بعد دیگرے ایمونیا کے سالمات لے سکتے ہیں جس سے آخر کار $CuSO_4 , 5NH_3$ بنتا ہے۔ "ایمینز" (ammines) اور نظامِ ادوار کے گروہ ہشتم کی دھاتوں کے متعلقہ مرکبات میں اس قسم کے واقعات کثرت سے نظر آتے ہیں اور یہ اشیا جن کیمیائی تغیرات یا انتقالات میں حصہ لیتی ہیں وہ معمولی کیمیائی مرکبات کے لیے مخصوص ہیں۔ کئی سالمات جو بالعموم سیر شدہ سمجھے جاتے ہیں مثلاً $C_2H_4O_2$ اور HF بلکہ H_2O تک متضاعف ہوجاتے ہیں۔ $(C_2H_4O_2)_2$ اور $(HF)_2$ تو فی الحقیقت گیسی حالت میں پائے جاسکتے ہیں۔

پس کسی معمولی مرکب اور سالمی مرکب میں بنفسہٖ اس بات کے سوا اور کوئی فرق نہیں ہے کہ آخر الذکر عام طور پر اول الذکر کے مقابلے میں زیادہ آسانی سے افتراق اختیار کرسکتا ہے۔ لہٰذا ان مرکبات کی توجیہ کے لیے یہ فرض کرنا پڑیگا کہ اعلیٰ تر گرفت کا اظہار بھی ہوسکتا ہے۔ اب سوال یہ پیدا ہوتا ہے کہ اس مفروضے کے لیے مزید وجہِ جواز کیا ہے۔

تم یہ دیکھو گے کہ نظامِ ادوار کے بعض گروہوں میں عناصر کی ہائیڈروجنی اور آکسیجنی گرفتوں کی اعظم قیمتوں کا مجموعہ آٹھ کے برابر ہے۔ مرکبات کے سلسلۂ ذیل سے اِس امر کی توضیح ہوتی ہے :—

$$ClH \quad SH_2 \quad PH_2 \quad SiH_4$$

$$Cl_2O_7 \quad SO_3 \quad P_2O_5 \quad SiO_2$$

ایبگ[1] کا قول ہے کہ ہر عنصر کی اعظم گرفت آٹھ ہے جو مثبت اور منفی اجزا یا طبعی اور جوابی گرفتوں پر مشتمل ہوتی ہے۔ سلسلۂ ذیل میں جو مثالاً لیا گیا ہے ان گرفتوں کی تفصیل یہ ہے :—

	Cl	S	P	Si	Al	Mg	Na
طبعی گرفت	-۱	-۲	-۳	±۴	+۳	+۲	+۱
جوابی گرفت	+۷	+۶	+۵	±۴	-۵	-۶	-۷

اس سلسلے کے پہلے تین عنصروں کی جوابی گرفتیں مخفی ہیں اور جس گرفت کا اظہار کوئی خاص جوہر کرتا ہے اُس کی کیفیت اُس عنصر یا اُس گروہ کی سیرت پر منحصر ہے جس سے وہ عنصر متحد ہو۔ مثلاً کلورین، ہائیڈروجن یا دھاتوں کے لیے صرف ایک منفی گرفت کا اور آکسیجن کے لیے سات اعظم مثبت گرفتوں کا اظہار کرتی ہے۔

گرفت کی اِن دو قسموں کی اضافی طاقت خود جوہر کی کیمیائی نوعیت پر مبنی ہے۔ مثلاً قلوی دھاتیں اس قدر برقی مثبت ہیں کہ وہ منفی گرفتوں کا اظہار نہیں کرتیں اور فلورین اس قدر منفی ہے کہ وہ مثبت گرفتوں کا اظہار نہیں کرتی، یعنی وہ آکسیجن کے ساتھ ترکیب نہیں پا سکتی[2]۔

تاہم خاص خاص حالات میں مخفی جوابی گرفتیں بھی معرضِ عمل میں آ سکتی ہیں اور اس طرح "سالمی مرکبات" کے وجود کی توجیہ کی جا سکتی ہے۔ اکثر صورتوں میں

---

[1] Zeitschr. anorg. Chem. (1904). 39, 330.

[2] اس خصوص میں گرفت کے متعلق لینگمیور کے اہم نظریے پر غور کرنا چاہیے جس کا اس کتاب کے آخری حصے میں ذکر آیا ہے۔

ان مرکبات کی ناقیام پذیری کا باعث اُن جوابی گرفتوں کی کمزوری ہے جن سے وہ معرضِ وجود میں آتے ہیں۔

جوہری گرفت کے تصور میں وسعت پیدا کر کے مرکب اصلیے بھی اس میں شامل کیے جا سکتے ہیں۔ جیسا کہ منڈلیفؔ نے بتایا ہے اس غرض سے ہم حرکت کے تیسرے کُلیے سے کام لے سکتے ہیں جس کے رُو سے عمل اور ردِ عمل مساوی اور متضاد سمجھے جاتے ہیں۔ مثلاً سالمہ H_2O ایک متوازن نظام ہے جس کے متعلق صرف یہی نہیں کہا جا سکتا کہ اس میں H_2 اور O ایک دوسرے پر مساوی اور متضاد قوت صرف کر کے کیمیائی معادل ہیں، بلکہ H اور OH پر بھی یہی قول صادق آتا ہے۔ چنانچہ OH ایک اِک گرفتہ اصلیہ ہے۔ اسی طرح سے CH_3 بھی اِک گرفتا ہے کیونکہ CH_4 میں یہ ہائیڈروجن کے ایک ہی جوہر کے ساتھ توازن قائم رکھتا ہے۔ اگر یہ سوچا جائے کہ ہائیڈروجن کے سالمے H_2 میں OH اور CH_3 ایک جوہر کو ہٹا سکتے ہیں تو اس سے بھی یہی نتیجہ نکلتا ہے۔ علاوہ ازیں چونکہ OH اور CH_3 اِک گرفتا اصلیے ہیں اور ہائیڈروجن کے ایک جوہر کے معادل ہیں، اس لیے اُنہیں ہائیڈروجن کے جوہروں کے مانند جوڑیوں میں باہم ملنا چاہیے، چنانچہ اس طور پر ہائیڈروجن پر آکسائیڈ $HO.OH$، ایتھین $CH_3.CH_3$ اور میتھل الکوہل $CH_3.OH$ کے وجود کے امکان غالب کے بارے میں پیشگوئی کی جا سکتی ہے۔

ان دو اصلیوں کو ہائیڈروجن کے ایک ایک جوہر کے معادل سمجھنے سے مرکبات

$HO\cdot Cl, (HO)_3As, CH_3\cdot Cl, (CH_3)_2O, (CH_3)_2CH_2, (CH_3)_3CH, (CH_3)_4C.$

وغیرہ کے وجود کی بھی توجیہ کی جا سکتی ہے۔

مرکب اصلیوں کے وجود اور اُن اصولوں کو تسلیم کرنے سے جن کے تحت میں اُن کا امتزاج واقع ہوتا ہے، نامیاتی کیمیا کے نشو و ارتقا میں بہت کچھ مدد ملی مثلاً کولبےؔ نے یہ خیال ظاہر کیا کہ میتھل الکوہل جیسے مرکبات میں ہائیڈروجن کے ایک جوہر کی جگہ ایک میتھل گروہ لے سکتا ہے اور یہ اَمر ثانوی اور ثالثی الکوہلز کے اکتشاف کا باعث ہوا۔ اس قسم کے بعض مرکبات کی مثالیں ذیل میں درج ہیں :-

ایتھل الکوہل	ثانوی پراپل الکوہل	ثالثی بیوٹل الکوہل
$CH_3\cdot CH_2\cdot OH$	$CH_3\cdot CH(CH_3).OH$	$CH_3\cdot C(CH_3)_2.OH$

ہ Mendeleeff

گرفت کا طبیعی سبب [۱]

وانٹ ہوف[۲] کے خیال کے مطابق گرفت کا انحصار دو امور پر ہو سکتا ہے۔ ایک تو جوہر کی شکل پر اور دوسرے سالمے کے مشمولہ جوہروں کی حالتِ حرکت پر۔ اگر جوہر کی شکل کروی نہ ہو تو کروی شکل سے اس کا ہر انحراف کسی خاص سمت میں ایک مرکزِ جاذبہ یعنی گرفت کی اکائی پیدا کر دیگا، کیونکہ اس سمت میں کوئی اور جوہر پہلے جوہر کے زیادہ قریب پہنچ سکتا ہے۔ جوہری ارتعاشات کا حیطۂ اہتزاز بھی اُس گرفت کو متعین کرتا ہے جو درحقیقت معرضِ ظہور میں آتی ہے، کیونکہ حیطۂ اہتزاز جتنا بڑا ہو کسی خاص نقطے کی جانب جذب ہونے کا اثر اُتنا ہی کم ہوتا ہے اور اتحاد کا امکان بھی اُسی قدر کم ہو جاتا ہے اور اگر حیطۂ اہتزاز چھوٹا ہو تو کیفیت برعکس ہوتی ہے۔ توضیح کے لیے ہائیڈریاڈک ترشے پر تپش کے اثر کا ذکر کیا جا سکتا ہے۔ یہ مرکب ۲۰۰° سے نیچے یوں مفترق ہونا شروع ہوتا ہے:۔

$$2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2,$$

[۱] ان صفحات میں گرفت کے طبیعی سبب کا ذکر اس وجہ سے برقرار رکھا گیا ہے کیونکہ یہ اب بھی مفید ہی معلوم ہوتا ہے، گو بعض خیالات جو اُس میں ظاہر کیے گئے ہیں غالباً جلد ہی محض تاریخی حیثیت سے دلچسپی کا باعث رہ جائینگے۔ جوہر کی ساخت کے متعلق جدید معلومات اور نظریات نے علم کیمیا کے بنیادی تصورات میں انقلاب پیدا کر دیا ہے اور زیادہ مدت نہ گزریگی کہ ہمیں اپنے بعض کیمیائی نظریوں کو تبدیل کرنا پڑیگا یا کم از کم اُن کو نئے نقطۂ نظر کے مطابق ڈھالنا پڑیگا۔ گرفت کے نظریے پر یہ قول بالخصوص صادق آتا ہے۔ تاریخی نقطۂ نظر سے دیکھا جائے تو گرفت پہلے جوہر کا محض ایک عددی تفاعل سمجھی گئی تھی۔ بعد ازاں، یہ اس کے علاوہ جوہر کا مکانی تفاعل بھی تصور کی گئی لیکن اب گرفت کے کیفی پہلوؤں پر روشنی ڈالی جا رہی ہے۔ اور شاید آگے چل کر انفرادی عناصر کے امتیازی کیمیائی خواص تک بھی محض گرفت کے لحاظ سے بتائے اور واضح کیے جائینگے۔ کیمیائی نظریے کی اساسات (The foundations of Chemical Theory) میں ایک مصنف نے اس مسئلے کے از سرِ نو تسویہ کی کوشش کی ہے۔ اور کتاب ہذا کے آخر میں جو نوٹ درج ہیں اُن میں جدید نظریے کا خاص خاص صورتوں پر اطلاق کیا گیا ہے۔

[۲] Van't Hoff

اور ۱۷۰۰° پر خود آیوڈین بھی یوں مفترق ہوتی ہے :۔

$$I_2 \rightleftharpoons I + I.$$

افتراق کی بعض اور صورتیں ذیل کی مساواتوں سے ظاہر ہیں :۔

$$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2,$$

$$NH_4Cl \rightleftharpoons NH_3 + HCl,$$

$$N_2O_4 \rightleftharpoons NO_2 + NO_2,$$

$$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$$

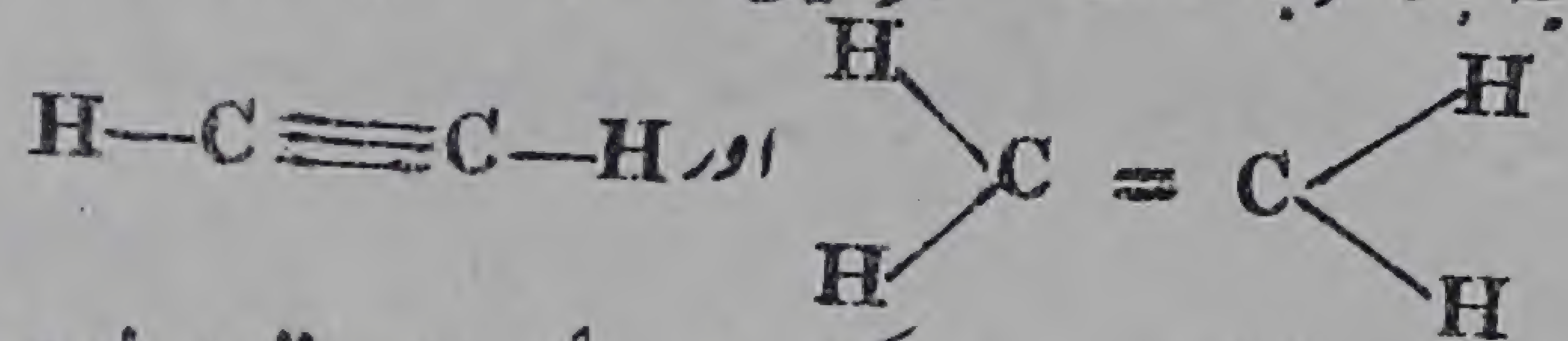
کافی بلند تپش پر تمام مرکبات بلاشبہ اپنے اجزا کے جوہروں میں تحلیل ہوجاتے ہیں اور قابلیتِ امتزاج یا عامل گرفت صفر ہوجاتی ہے[1]۔ سرد ہونے پر امتزاج پھر واقع ہوتا ہے جس سے گیسی سالمات پیدا ہوتے ہیں۔ یہ خاص خاص حدود کے اندر قیام پذیر ہوتے ہیں اور ان کی ترکیب سے گرفت کے متعلق موجودہ تجربی شہادت دستیاب ہوتی ہے۔ حدِ اولیٰ سے نیچے گیسی حالت تک میں نئی قابلیتِ امتزاج پیدا ہوسکتی ہے، جیسا کہ $(HF)_2$، N_2O_4 اور $(C_2H_4O_2)_2$ کی صورت میں ہوتا ہے۔ مائع اور ٹھوس حالت میں سالمہ اور بھی زیادہ پیچیدہ ہوتا ہے۔ لہٰذا وسیع تر مفہوم کے اعتبار سے یہ تسلیم کرنا پڑیگا کہ گرفت کے تغیر کی حدود بہت فراخ ہیں، تاآنکہ ٹھوس اور مائع اشیا میں وہ قوتِ اتصال میں جا شامل ہوتی ہے۔

جب یکساں طبیعی حالات میں کوئی عنصر ایک سے زیادہ گرفتوں کا اظہار کرتا ہے تو ادنیٰ تر گرفت کا مرکب تقریباً ہمیشہ اعلیٰ تر صنف میں تبدیل کیا جاسکتا ہے۔ چنانچہ اس طرح ایک سیر شدہ مرکب بن جاتا ہے۔ مثلاً امونیا کی تگرفتا نائیٹروجن امونیم نمکوں میں پچگرفتا ہوجاتی ہے،

[1] سرد ستاروں کے مقابلے میں گرم ستاروں کی سادہ تر ترکیب سے اس خیال کی تائید ہوتی ہے کہ کافی بلند تپش پر تمام عناصر معلومہ کے جواہر سادہ تر اجزا میں تحلیل ہوجاتے ہیں۔

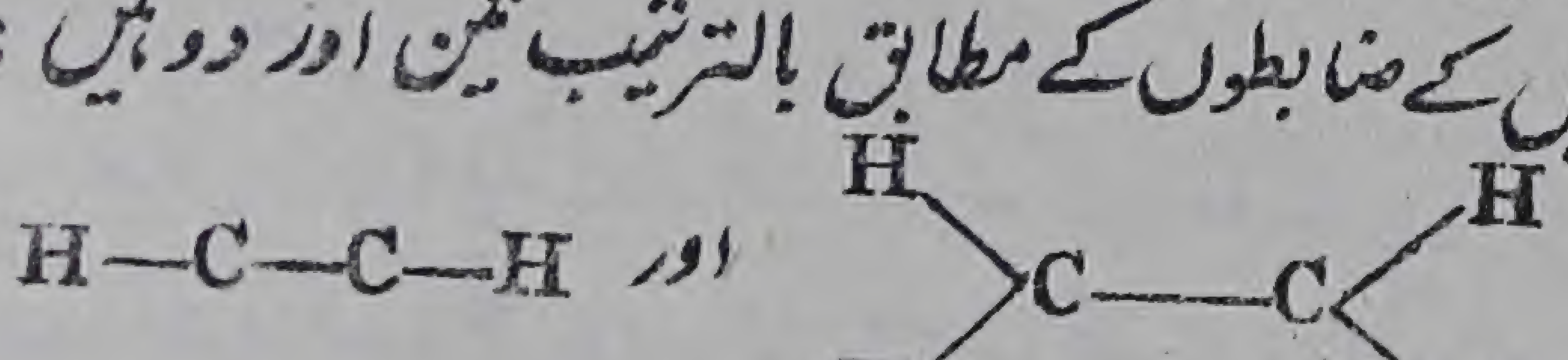
فیرس کلورائیڈ کا دوگرفتا لوہا فیرک کلورائیڈ میں تگرفتا ہوجاتا ہے اور کاربن مانا آکسائیڈ کی دوگرفتا کاربن، کاربن ڈائی آکسائیڈ اور کاربانل کلورائیڈ میں چوگرفتا ہوجاتی ہے۔

مندرجۂ بالا فقرے میں جس گرفت کا ذکر کیا گیا ہے وہ عامل گرفت ہے، امکانی گرفت نہیں ہے۔ کاربن کے ایسے مرکبات بہت سے ہیں جو ناسیر شدہ ہوتے ہیں، لیکن متذکرۂ بالا استثنا کے سوا تمام مرکبات میں ناسیری کی خاصیت کاربن کے جوہر کے دیگر متصل جوہروں کے ساتھ طریق اتحاد پر مبنی ہے، خواہ وہ دوسرا جوہر بھی کاربن ہی کا ہو اور خواہ کسی دوسرے عنصر کا۔ اس طریقِ اتحاد میں کہیں بھی گرفت کی ایک اکائی ناسیر شدہ نہیں رہتی بلکہ دو متصلہ جوہروں میں سے ہر ایک کی ایک ایک یا دو دو گرفتیں ناسیر شدہ ہوتی ہیں۔ اس قسم کے مرکبات کی مثالیں C_2H_4 اور C_2H_2 ہیں جن میں سے اول الذکر ہائیڈروجن یا لوجن کے دو اور ثانی الذکر ان عنصروں کے چار جوہروں کے ساتھ مل سکتا ہے۔ کیکیولے کا، جس نے کاربن کے جوہر کی گرفت کے تصورات کو واضح کیا، یہ خیال تھا کہ اس عنصر کی گرفت ہمیشہ چار ہوتی ہے۔ اس مفروضے کے مطابق مندرجۂ بالا مرکبات کے حسب ذیل ترسیمی ضابطے ہونگے :-



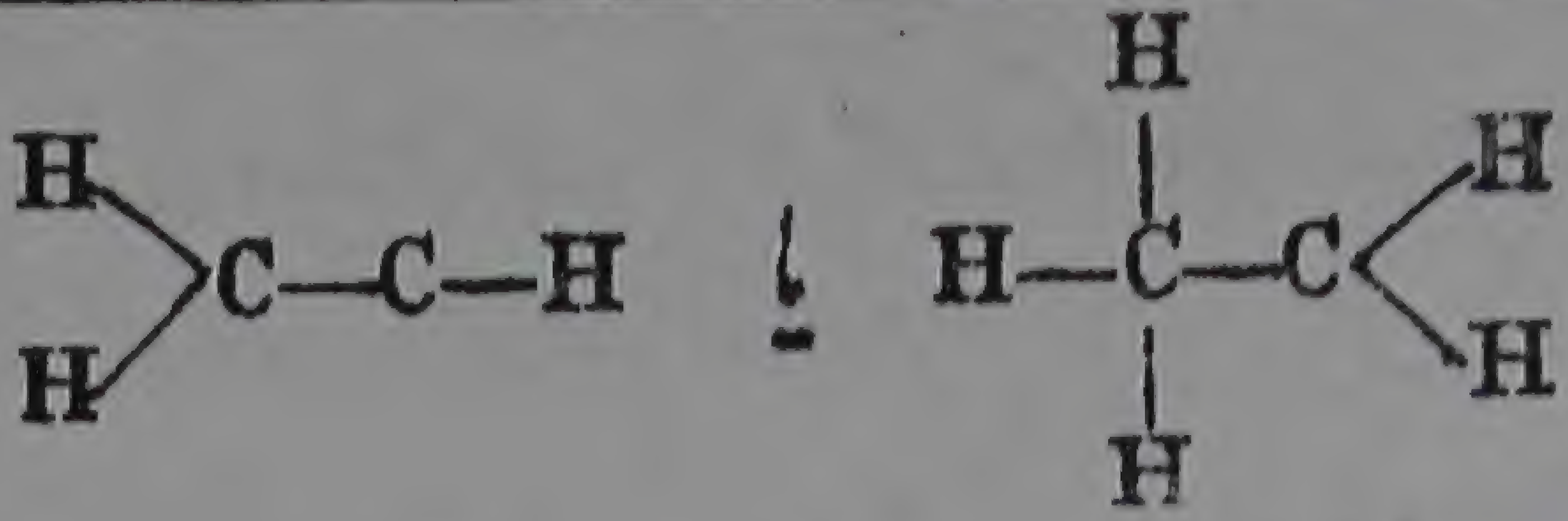
ان ضابطوں میں کاربن کے جوہروں کے مابین دُہرا اور تہرا بند موجود ہے اور ہر بند ایک ایک گرفت کو تعبیر کرتا ہے۔

اب یہ بھی فرض کیا جاسکتا ہے کہ ان مرکبات میں کاربن کے جوہروں کی عامل گرفتیں ذیل کے ضابطوں کے مطابق بالترتیب تین اور دو ہیں :-



کیونکہ یہ جوہر بالترتیب تین اور دو دیگر جوہروں کے ساتھ ملے ہوئے ہیں۔ اور دوسرے عناصر کی مماثلت سے اس خیال کی تائید بھی ہوتی ہے۔

عملی اغراض کے لیے یہ خیال صحیح سمجھ لیا جاتا، مگر ان مرکبات میں کاربن کے دو جوہروں کی مفروضہ مخفی گرفتیں آزاد نہیں ہیں، چنانچہ



جیسی اشیا تیار نہیں کی جا سکتیں، بلکہ ایک جوہر کی ایک یا ایک سے زیادہ گرفتوں کے سیر ہونے سے اس کا متصلہ جوہر بھی ہمیشہ اسی حد تک سیر ہو جاتا ہے اور اس طرح C_2H_4 سے $CH_3 \cdot CH_3$ یا $CH_3 \cdot CH_2Br$ جیسے مرکبات پیدا ہوتے ہیں۔

ممکن ہے کہ سیری کے اس انداز سے سالمی تشاکل کا کوئی کلیہ ظاہر ہوتا ہو، تاہم ناسیر شدہ مرکب کا ضابطہ مرتب کرنے میں خود اس امر کا لحاظ رکھنا ضروری ہے۔ علاوہ ازیں سالمے میں کاربن کے دو ناسیر شدہ جوہروں کا طریقِ اتحاد سیر شدہ جوہروں کے طریقِ اتحاد سے مختلف ہوتا ہے، کیونکہ ناسیر شدہ مرکب کو تکسید کرنے سے سالمہ ہمیشہ ناسیر شدہ مقام پر ٹوٹ جاتا ہے۔ بعض گرفتوں کو مخفی تصور کرنے سے ان امور کی توضیح نہیں ہو سکتی بلکہ ان کی توضیح اس نظریے سے ہوتی ہے کہ وہ گرفتیں جو بصورتِ دیگر غیر عامل رہتی ہیں ان ظواہر کا باعث ہیں۔ چنانچہ ناسیر شدہ مرکبات میں کاربن کے جوہروں کا یہ جداگانہ طرز کا اتحاد دُہرے اور تہرے بند سے ظاہر کیا جاتا ہے اور کاربن کی گرفتیں مستقلاً چار تصور کی جاتی ہیں۔

اس خیال کو تسلیم کرنے میں ایک اور فائدہ یہ ہے کہ یہ اُن اصولوں سے مطابقت رکھتا ہے جن پر کاربن کے جوہر کا تجسیمی کیمیائی نظریہ مبنی ہے۔ ان اصولوں کا آگے چل کر مختصراً ذکر کیا جائیگا۔ ان میں یہ فرض کیا گیا ہے کہ تمام مرکبات میں کاربن کا جوہر چوگرفتا ہے۔

تاہم یہ خیال نہ ہونا چاہیے کہ اکہرے بند کے مقابلے میں دُہرا یا تہرا بند زیادہ اُستوار ہوتا ہے، بلکہ واقعہ بالکل اس کے برعکس ہے۔ لہذا ان "بندوں" کا کوئی حیلی مفہوم نہیں لینا چاہیے۔

ادنیٰ تر گرفت کے مرکبات جن میں وسطی جوہر یا جوہروں کی قابلیتِ امتزاج پُورے طور پر صرف یا "سیر" نہیں ہوتی، اعظم گرفت والے مرکبات سے اس بات میں مختلف ہیں کہ وہ براہِ راست جمعی تعاملات کا اظہار کر سکتے ہیں اور آخر الذکر مرکبات

صرف بدلی تعاملات میں حصہ لے سکتے ہیں۔ دونوں قسموں کے تعاملات کی مثالیں ذیل میں درج کی جاتی ہیں :-

جمعی تعامل	$C_2H_4 + Cl_2 = C_2H_4Cl_2$
بدلی تعامل	$CH_4 + Cl_2 = CH_3Cl + HCl$
جمعی تعامل	$NH_3 + HCl = NH_4Cl$
بدلی تعامل	$AgNO_3 + HCl = AgCl + HNO_3$

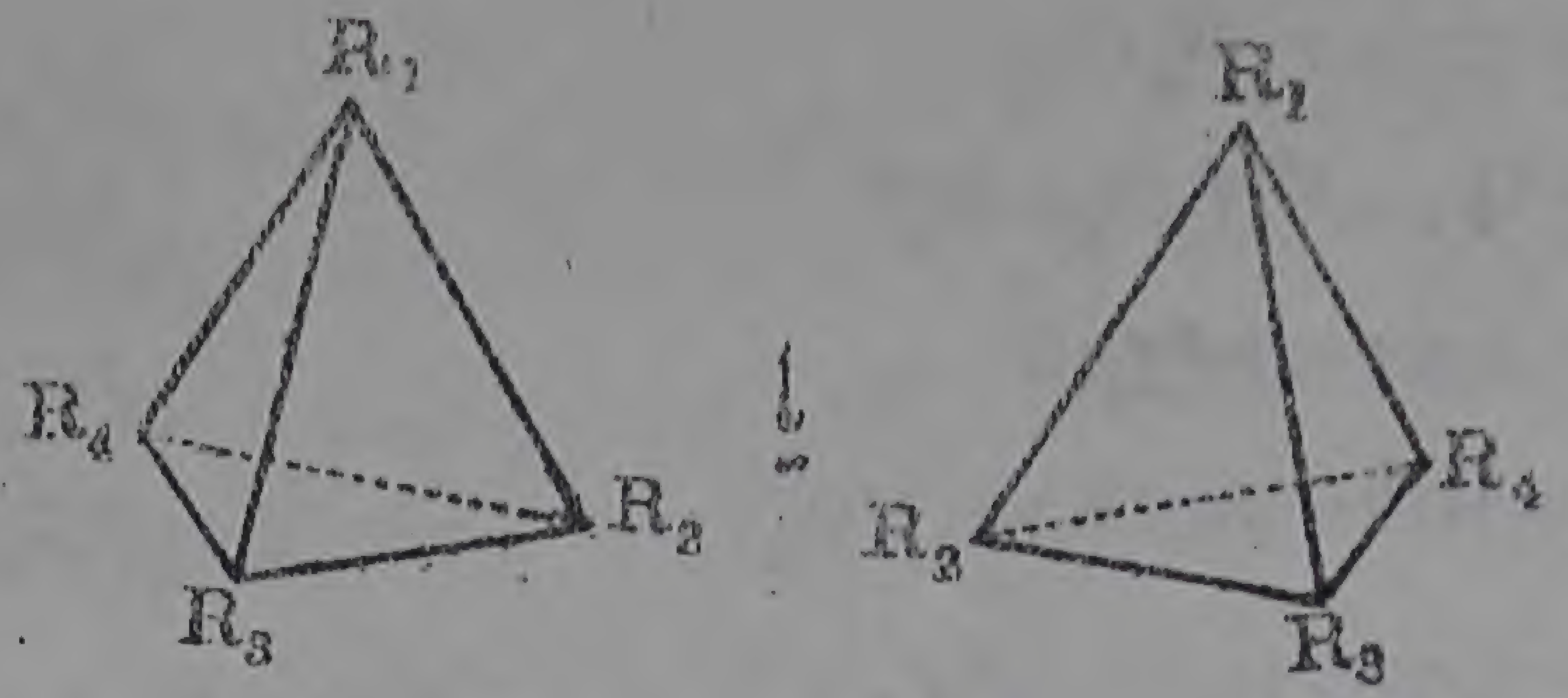
ترسیمی ضابطوں کا طریقہ جس سے سالمات کی اندرونی ساخت ظاہر کرنے کے لیے اوپر کام لیا گیا ہے نہایت کثرت سے استعمال کیا جاتا ہے۔ اس میں جوہر اپنے بندوں سے باہم مربوط سمجھے جاتے ہیں اور ہر بند ایک ایک گرفت کو تعبیر کرتا ہے۔ نامیاتی کیمیا میں مرکبات کی اغلب ساخت کو تعبیر کرنے کے لیے جو اُن کے تالیفی اور تشوحی تعاملات سے مستنبط ہوتی ہے یہ طریقہ خاص طور پر کارآمد ہے۔ غیر نامیاتی کیمیا میں بھی یہ بہت استعمال کیا جاتا ہے گو اس صورت میں اس کا صحیح منشا اکثر ملحوظ نہیں رہتا۔

کسی مرکب کے ترسیمی ضابطے سے ہماری توجہ کسی اور سادہ تر مرکب کی طرف منعطف ہو سکتی ہے جس سے اول الذکر مرکب کیمیائی قاعدوں سے سادہ تر مرکب سے حاصل کیا جا سکتا ہے۔ نیز دوسرے مرکبات کے ساتھ اس کا تعلق عیاں ہو جاتا ہے جس سے یہ انہیں قاعدوں سے اُن مرکبات میں تبدیل کیا جا سکتا ہے۔ اس کے علاوہ ترسیمی ضابطے سے بعض ایسے مخصوص تعاملات کا بھی پتا چل سکتا ہے جن کی اُس مرکب سے توقع کی جا سکتی ہے۔

آخر میں یہ کہنا بھی ضروری ہے کہ ترسیمی ضابطوں کا ایک خاص مکانی مفہوم بھی ہوتا ہے جس کا یہاں مختصراً ذکر کیا جائیگا۔

فرض کرو کہ ہم $CR_1R_2R_3R_4$ صنف کے ایک مرکب پر غور کرتے ہیں جس میں اک گرفتا اصلیے کاربن کے جوہر کے گرد مجتمع سمجھے جا سکتے ہیں اور ہر اصلیہ ایک خاص وسطی مقام پر واقع ہے۔ اگر تمام گروہ کاربن کے جوہر کے ساتھ ایک ہی مستوی میں واقع نہ ہوں تو ایک چوسطحی ترتیب ظہور میں آتی ہے جس میں گروہ R_1، R_2، R_3 اور R_4 چوسطحی کے راسوں پر واقع ہونگے۔ اگر بنظرِ سہولت منتظم شکل استعمال کی جائے تو

مکانی تشکیل یہ ہوگی :-



اس طرح جو ٹھوس شکلیں بنتی ہیں ان میں تشاکل کا کوئی مستوی موجود نہیں۔ اور گو وہ ایک ہی ترکیب کے مرکبات کو تعبیر کرتی ہیں پھر بھی وہ یکساں نہیں ہیں، کیونکہ وہ ایک دوسری پر منطبق نہیں کی جاسکتیں اور ان میں وہی رشتہ پایا جاتا ہے جو شخص اور خیال یا یمینی اور یساری پیچ میں ہوتا ہے۔ لہذا یہ توقع کی جاسکتی ہے کہ $CR_1R_2R_3R_4$ ترکیب کے دو مرکب وجود پذیر ہونگے جن میں کچھ ایسا نازک سا فرق ہوگا جیسا کہ ان کے ہندسی ضابطوں سے مترشح ہوتا ہے۔ اور حقیقت میں واقعہ بھی یہی ہے۔ اسی قسم کے مرکبات کی قلموں میں شخص اور خیال کا تعلق پایا جاتا ہے اور وہ ضد تشکلی قلمیں کہلاتی ہیں۔ اگر ایسی اشیا شفافہ ہوں تو حل ہونے پر یا حل ہونے کے بغیر ان میں مناظری عاملیت پائی جاتی ہے۔ ان میں سے ایک مرکب مقطب روشنی کے مستوی کو ایک خاص حد تک دائیں طرف اور دوسرا اسی حد تک بائیں طرف پھراتا ہے تاہم اپنے جملہ کیمیائی اور متعدد طبعی خواص میں یا ضد تشکلی مرکبات بالکل یکساں ہوتے ہیں۔

پاسٹیور، وانٹ ہوف اور لے بیل نے "تجسیمی کیمیا" یا مکانی کیمیا کے اصولوں کی بنیاد قائم کی ہے۔ حال ہی میں کاربن کے علاوہ دوسرے عناصر مثلاً نائٹروجن، گندک، قلعی، سلیکان اور فاسفورس کے متعلق بھی اسی قسم کی تحقیقات کی گئی ہے۔

Le Bel ـــ

متذکرۂ بالا امور سے کیمیا دان کو گرفت کا ایک عملی نظریہ تو دستیاب ہوتا ہے لیکن یہ امور گرفت کی انتہائی نوعیت کے سوال کو جو خود مادّے کی نوعیت سے تعلق رکھتا ہے تشنہ چھوڑ دیتے ہیں۔

یہاں یہ بیان کر دینا کافی ہوگا کہ کیمیائی اِلف کے لازمی طور پر برقی ہونے کا تصور پہلے پہل ہمفری ڈیوی نے پیش کیا تھا اور بعد میں فیراڈے کے دریافت کردہ کلیاتِ برق پاشیدگی سے اس کی تائید ہوئی تھی۔ مثلاً ہر رووان میں برق کا ایک معیّن بار موجود ہوتا ہے جس کی مقدار ہمیشہ ایک خاص اکائی کا کوئی ضعف ہوتی ہے، لیکن وہ اُس جوہر یا گروہ کی گرفت پر منحصر ہے جو اُس رووان میں شامل ہو۔ لہذا اس سے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ برق بھی مادّے کی طرح جوہری ہے۔ برق کی اکائی یا جوہر برقیہ کہلاتا ہے اور ہمیں یہ معلوم ہے کہ برقیے تاب کار اشیا کے تکسّر سے پیدا ہوتے ہیں اور اس وجہ سے مادّے کا جزو ہیں۔ سب سے پہلے ریمزے[1] نے یہ خیال ظاہر کیا کہ برقیۓ مادّے کے جوہروں سے جُزوی طور پر علیحدہ ہو کر اُن کے درمیان کیمیائی اِلف کے بند پیدا کر دیتے ہیں اور اس طرح سے وہ گرفت کی اکائیوں پر مشتمل ہیں۔ اب یہ نظریہ جوہر کی ساخت کے متعلق جدید آرا کے ساتھ جو نمایاں حیثیت حاصل کر رہی ہیں ضم ہو گیا ہے۔ لہذا اس موضوع کا کتاب کے آخر میں پھر ذکر آئیگا۔

---

[1] Chem. Soc. Trans. (1908), 93, 778.

دوسرا باب

جماعت بندی اور کُلیہ ادوار

علم کیمیا کے تجربی مواد کے جمِّ غفیر کو منظّم کرنے کے لیے عناصر اور اُن کے مرکبات کی جماعت بندی ضروری ہے۔ جماعت بندی کی نوعیت اور اُس کا مقصد ہکسلے[1] نے حسبِ ذیل الفاظ میں بیان کیا ہے:۔

"اشیا کے کسی سلسلے کی جماعت بندی سے مُراد یہ ہے کہ ان میں سے جو اشیا یکساں ہوں اُن کو در اصل ایک ہی جگہ مرتب کر دیا جائے اور جو اشیا یکساں نہ ہوں اُن کو جُدا کر دیا جائے۔ اس ترتیب کی غائت اوّلاً یہ ہے کہ خواص یا حالات کے تعلقات یا اتحاد کے قوانین کو آشکار کیا جائے اور ثانیاً دماغ کو زیرِ بحث اشیا کے خصائص کے بالوضاحت قبول کرنے اور پھر اُن کو حافظے کے اندر قائم رکھنے میں سہولت بہم پہنچائی جائے۔"

تجربی علوم میں کسی استقرائی کُلیے کو ثابت کرنے کے لیے مندرجۂ ذیل منطقی منازل بالترتیب طے کرنی پڑتی ہیں:—

(۱) استقرا۔

(۲) تصدیق۔

(۳) استخراج (یا اکتشاف)

---

[1] Huxley

عملِ استقرا سے کُلیّے کا دعویٰ پیش کیا جاتا ہے جو مشاہدہ کردہ امور کی عام خصوصیات کا مظہر ہوتا ہے۔ عملِ تصدیق میں یہ دکھانا پڑتا ہے کہ یہ کُلیّہ دوسرے امور پر بھی جو آگے چل کر معلوم ہوتے ہیں حاوی ہو سکتا ہے۔ تیسری منزل یا عملِ استخراج میں اس بات کی آزمائش کی جاتی ہے کہ آیا آلۂ اکتشاف کی حیثیت سے یہ کُلیّہ کارآمد ہے یا نہیں، اور اس طرح نئے واقعات یا واقعات کے علائق دریافت کیے جاتے ہیں۔

عناصر کے باضابطہ مطالعے میں کارآمد ہونے کی حیثیت سے کُلیّۂ ادوار کا نشو و ارتقا، جیسا کہ آگے چل کر دیکھا جائیگا، ان ضروری شرائط میں سے ہر ایک کے ساتھ مطابقت رکھتا ہے

تاہم اس کُلیّے کی تفصیل بیان کرنے سے پہلے مناسب ہوگا کہ عناصر کی جماعت بندی کے متعلق بعض ابتدائی مساعی پر سرسری نظر ڈالی جائے۔ ان میں سے اہم ترین برزیلیئس کی برقی کیمیائی جماعت بندی ہے۔ اس کیمیادان کے خیال میں ہر جوہر معین برقی باروں کا حامل ہوتا ہے جو مثبت بھی ہوتے ہیں اور منفی بھی۔ اور چونکہ ان کی اضافی مقدار مختلف ہوتی ہے اس لیے وہ جوہر مثبت یا منفی "یک قطبیت" کا اظہار کرتا ہے۔ دھاتی جوہروں میں مثبت اور ادھاتی جوہروں میں منفی برق کی فاضل مقدار پائی جاتی ہے۔ جوہروں کا امتزاج اُن کے جُداگانہ باروں کے جُزوی طور پر سیر ہونے کا نتیجہ ہے اور حاصل شدہ چیز کی برقی سیرت ناسیر شدہ ثقل کی نوعیت پر منحصر ہوتی ہے مثلاً پوٹاسیم آکسائیڈ میں چونکہ پوٹاسیم کا مثبت بار آکسیجن کے منفی بار سے پورے طور پر سیر نہیں ہوتا، اس لیے مثبت بار کا کچھ بقیہ فاضل رہتا ہے۔ اور سلفر ٹرائی آکسائیڈ میں منفی برق کی فاضل مقدار باقی رہتی ہے۔ لہٰذا ان دو آکسائیڈز میں امتزاج واقع ہو سکتا ہے جس سے پوٹاسیم سلفیٹ بنتا ہے۔ لیکن اس میں بھی مثبت بار کی کچھ مقدار فاضل ہوتی ہے، چنانچہ اس وجہ سے یہ ایلومینیئم سلفیٹ کے ساتھ جس میں منفی بار موجود ہوتا ہے مل کر پھٹکڑی پیدا کر سکتا ہے۔ پس اس طور پر اول تو جوہروں میں اتحاد ہو سکتا ہے، پھر ثنائی مرکبات میں وقس علیٰ ہذا۔ برزیلیئس نے عناصر کو ایک ایسے سلسلے میں مرتب کیا تھا جس میں اُن کی برقی سیرت بالتدریج مثبت سے منفی ہوتی جاتی تھی اور یہ دھاتوں سے بالتدریج ادھاتوں کی طرف رجوع کرنے کے مترادف ہے۔ اتحاد کا یہ برقی طریقہ جس کا اس جماعت بندی سے تعلق ہے کیمیائی مرکبات کے ثنوی نظریے کی جو کچھ عرصے تک رائج رہا بنیاد تھا۔

تم یہ دیکھو گے کہ برزیلیئس کا برقی کیمیائی نقطۂ نظر تاریخی حیثیت سے روانی افتراق کے جدید نظریے کا پیشرو ہے۔ اس نظریے کے رُو سے برق پاشوں (یعنی تُرشوں، اساسوں یا نمکوں) کا ہلکا یا محلول روانوں پر مشتمل ہوتا ہے جن میں مثبت یا منفی بار پائے جاتے ہیں۔ مثلاً پوٹاسیم کلورائیڈ کے متعلق یہ تصور کیا جاتا ہے کہ اس کے ہلکائے آبی محلول میں $\overset{+}{K}$ اور $\overset{-}{Cl}$ روان مفترق شدہ حالت میں موجود ہیں یا پوٹاسیم سلفیٹ میں $2\overset{+}{K}$ اور $\overset{=}{SO_4}$ رواں موجود ہیں وقس علیٰ ہذا۔

کسی عنصر کی کیمیائی سیرت کے مطالعے میں اس کے برقی کیمیائی سلوک اور متعلقہ خواص کی قدر و قیمت کا عناصر کے کیمیائی خواص کے دوری تغیر کے ضمن میں پھر ذکر کیا جائیگا۔

عناصر کے اوزانِ جوہر میں جو باقاعدگیاں پائی جاتی ہیں، اُن پر اُس عام دعوے سے پہلے ہی توجہ ہو چکی تھی جو منڈیلیف نے ان باقاعدگیوں کی بنا پر پیش کیا تھا۔ چنانچہ ڈبرائینر[ہ] نے اس بات کی طرف اشارہ کیا تھا کہ جن عناصر میں قریبی تعلق ہے اُن کے اوزانِ جوہر یا تو ایک دوسرے کے قریب قریب ہوتے ہیں اور یا اُن میں باقاعدہ فرق پایا جاتا ہے۔ مثلاً لوہا، کوبالٹ اور نکل عناصر کی ایک ایسی تکڑی ہے جس میں ان عنصروں کے اوزانِ جوہر تقریباً مساوی ہیں۔ اور لیتھیم، سوڈیم اور پوٹاسیم ایک اَور تکڑی ہے جس میں سوڈیم اور لیتھیم اور پوٹاسیم اور سوڈیم کے اوزانِ جوہر کا فرق تقریباً ۱۶ ہے۔ سب سے پہلے ۱۸۶۶ء میں نیولینڈز نے اوزانِ جوہر کی بنا پر عناصر کی مکمل جماعت بندی کی کوشش کی۔ اُس نے دوریت کا اصول اپنے "ہشتوں کے کلیے" کی شکل میں پیش کیا۔ عناصر کو اوزانِ جوہر کے اعتبار سے ترتیب دے کر اُس نے عام طور پر یہ ثابت کر دیا کہ "اگر کسی خاص عنصر سے آغاز کیا جائے تو ہر آٹھواں عنصر ایک لحاظ سے پہلے عنصر کا اعادہ ہوتا ہے، جیسے کہ موسیقی کے سرگم میں آٹھواں سُر پہلے سُر کا اعادہ سمجھا جاتا ہے۔"

تاہم کلیہ ادوارِ عناصر[لہ] کا مکمل دعویٰ مینڈیلیف نے ۱۸۶۹ء میں پیش کیا

لہ گرفت کے نظریے کی طرح کلیۂ ادوار میں بھی مادّے کے جواہر کے متعلق جدید معلومات کے لحاظ سے اصلاح کی ضرورت ہے۔ کسی عنصر کی بنیادی خاصیت اس کے وزنِ جوہر کے بجائے اس کا جوہری عدد ہے اور اگر

(بقیہ حاشیہ صفحہ ۳۵ پر)

ہ Döbereiner

اور یہ کُلیۂ یوں بیان کیا جاسکتا ہے :۔ ”عناصر اور اُن کے مُرکبات کے طبیعی اور کیمیائی خواص اُن کے اوزانِ جوہر کے دوری تفاعلات ہیں“۔ یا ”اگر عناصر کو وزنِ جوہر کے ارتقا کے لحاظ سے ترتیب دی جائے تو اُن کے خواص میں رُکن بہ رُکن ایک معین تبدیلی واقع ہوتی ہے لیکن یہ خواص سلسلے کے بعض معین نقاط پر کم و بیش اُسی حد تک عود کرتے ہیں“۔

یہ اساسی مسئلہ جدید جماعت بندی کی بنیاد کا کام دیتا ہے۔ ۱۸۷۰ء میں لوتھر مائر نے بھی اُن دوری علائق کی طرف اشارہ کیا تھا جو عناصر کے بعض طبیعی خواص اور اُن کے اوزانِ جوہر میں پائے جاتے ہیں۔

اگر ہائیڈروجن کو جس کا کوئی مثیل موجود نہیں چھوڑ دیا جائے اور غیر عامل گیسی عناصر کو بھی بالفعل خارج از بحث سمجھا جائے تو لیتھیم سے حسبِ ذیل سات عنصروں کا سلسلہ شروع ہوتا ہے :۔

F O N C B Be Li

جس میں کیمیائی سیرت دھاتی (مثبت) سے ادھاتی (منفی) میں تبدیل ہوتی ہے۔ فلورین کے بعد لیتھیم کی مثیل یا ”ہشتہ“ سوڈیم ہے جس سے حسبِ ذیل سلسلے یا دور کا آغاز ہوتا ہے

Cl S P Si Al Mg Na

اِس دور کا ہر رُکن سابق دور کے متناظر مقامات پر آنے والے ارکان کا مثیل ہے۔

(بقیہ حاشیہ صفحہ ۳۴) اول الذکر کے بجائے آخر الذکر تصور استعمال کیا جائے تو اس سے کُلیۂ ادوار کی صحت میں اضافہ ہوتا ہے۔ تاہم سہولت اسی میں ہے کہ بالفعل پُرانی تعریف برقرار رکھی جائے اور عدد جوہری (q.v. ۱۸۵) کے تصور سے کہیں آگے چل کر بحث کی جائے۔

پوٹاسیم سے شروع کرنے پر جو کلورین کے بعد ہے، اس کا مثیل رُبیڈیم اُس وقت آتا ہے جب کہ ہم سترہ عناصر کے طویل دور میں سے گزر لیتے ہیں۔

			Mn	Cr	V	Ti	Sc	Ca	K
Ni	Co	Fe							
			Br	Se	As	Ge	Ga	Zn	Cu
									Rh

تین عناصر Fe، Co اور Ni کا جُٹ پہلے سات عنصروں کو پچھلے سات عنصروں سے ملاتا ہے اور ان دو سلسلوں کے متناظر مقامات پر ایسے عناصر آتے ہیں جو نہ صرف ایک دوسرے کے مماثل ہیں بلکہ وہ سابقہ چھوٹے دوروں کے متناظر ارکان سے بھی مشابہت رکھتے ہیں۔

دوسرا لمبا دور مینگینیز کے ایک مثیل کو چھوڑ کر مکمل ہے۔ اس کے ارکان یہ ہیں:۔

			Ma	Mo	Cb	Zr	Y	Sr	Rb
Pd	Rh	Ru							
			I	Te	Sb	Sn	In	Cd	Ag

اب صرف ہائیڈروجن کو سلسلۂ اول قرار دے کر اگر لمبے دور دو دو سلسلوں میں تقسیم کر دیے جائیں جو علی الترتیب پہلے سات اور آخری سات ارکان پر مشتمل ہوں اور وسطی عناصر کو چھوڑ دیا جائے تو تمام عناصر سات گروہوں میں مرتب ہو جاتے ہیں۔ تیسرے سلسلے کے بعد ہر گروہ میں عناصر کے دو جُٹ شامل ہوتے ہیں جو جُفت سلسلے کی صورت میں ذیلی گروہ الف اور طاق سلسلے کی صورت میں ذیلی گروہ ب کے نام سے موسوم کیے جاتے ہیں۔ لمبے دوروں کے مروری عناصر کی ٹکڑیاں گروہ ہشتم میں آتی ہیں اور غیر عامل گیسیں گروہ صفر میں شامل کی جا سکتی ہیں۔ (دیکھو نقشہ)۔

دو چھوٹے دوروں کے ارکان کا ا اور ب ذیلی گروہوں میں شمول کسی حد تک خلاف قاعدہ ہے، کیونکہ یہ عناصر اپنے گروہ کے بعد میں آنے والے ارکان سے کئی بے قاعدہ علائق کا اظہار کرتے ہیں، جیسے کہ کاربن کے مرکبات کے مماثل سلسلوں میں ابتدائی ارکان کی کیفیت ہے۔ تاہم ان کے خواص اپنے گروہ کے خواص کا خلاصہ قرار دیے جا سکتے ہیں اور مینڈلیف نے ان کو جس نام سے موسوم کیا ہے اُس کو ہم اپنی زبان میں "صنف نما عناصر" کے نام سے تعبیر کر سکتے ہیں۔ ان کو کسی خاص ذیلی گروہ میں شامل کرنے کے لیے بہترین صورت

جدول ۱

گروہ	صفر	۱		۲		۳		۴		۵		۶		۷		۸
ذیلی گروہ		ا	ب	ا	ب	ا	ب	ا	ب	ا	ب	ا	ب	ا	ب	
سلسلہ (۱)																
" (۲)	He	Li		Be		B		C		N		O		F		
" (۳)	Ne	Na		Mg		Al		Si		P		S		Cl		
" (۴)	A	K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Ni Co Fe
" (۵)			Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br	
" (۶)	Kr	Rb		Sr		Y		Zr		Cb		Mo		Ma		Pd Rh Ru
" (۷)			Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I	
" (۸)	Xe	Cs		Ba		La Pr Nd Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu Hf		Ce								
" (۹)																
" (۱۰)										Ta		W		Re		Pt Ir Os
" (۱۱)			Au		Hg		Tl		Pb		Bi		پولونیم		—	
" (۱۲)	Nt	—		Ra		ایکٹینیم		Th		بریوم		U				

ترشہ زا خواص بڑھتے ہیں۔

اساس زا خواص بڑھتے ہیں

شاید یہ ہے کہ قدرتی علائق کو پیش نظر رکھا جائے۔ مثلاً سوڈیم کا ذیلی گروہ ب کے بجائے ذیلی گروہ ا میں شمول زیادہ قرینِ معقولیت ہوگا کیونکہ قلوی دھاتیں اسی ذیلی گروہ میں شامل ہیں حالانکہ کلورین بدیہی طور پر برومین اور آیوڈین والے ذیلی گروہ میں شامل ہونی چاہیے۔ عام طور پر ہر چھوٹے دَور کے آخریں ارکان کا رشتہ ذیلی گروہ ب کے عناصر سے زیادہ قریبی ہوجاتا ہے۔

دوسرے دورِ طویل کے بعد باقی ماندہ سلسلے غیر مکمل ہیں۔ یعنی خالی جگہوں کو پُر کرنے والے عناصر دریافت نہیں ہوئے۔ یہ خیال ہوسکتا ہے کہ خالی جگہ والے باقی ماندہ عناصر کا تصور محض مصنوعی ہے لیکن مکمل ادوار سے کلیئے کا جواز ثابت ہوتا ہے اور ان ادوار کے انفرادی ارکان سے باقی ماندہ عناصر کے علائق ان عناصر کے مقامات کو متعین کر دیتے ہیں۔ مثلاً ٹنگسٹن، مالبڈینم سے اپنی مماثلت اور اپنے وزنِ جوہر کی بنا پر گروہ ششم ا کے اندر دسویں سلسلے میں رکھا گیا ہے۔

اس کلیئے کے پورے طور پر ثابت ہونے کے لیے صرف عناصر کا گروہوں میں شامل ہوجانا ہی ضروری نہیں بلکہ یہ بھی ضروری ہے کہ مکمل ہوجانے کے بعد سلسلوں میں کہیں خلل واقع نہ ہو۔ مثلاً کوئی ایسا عنصر دریافت نہیں کیا جاسکتا جو اس کلیئے کی تغلیط کے بغیر بورون اور کاربن کے مابین داخل کیا جاسکے۔ علاوہ ازیں یہ بھی ضروری ہے کہ ایک رکن سے دوسرے رکن تک جاتے ہوئے خاصیت کے تغیر کی نوعیت سلسلے بھر میں یکساں ہو۔

ہر گروہ میں وزنِ جوہر کا فرق عجیب طور پر مستقل رہتا ہے۔ پہلے دو دوروں میں یہ فرق تقریباً ۱۶ ہے۔ مثلاً Na اور Li، S اور O، Cl اور F کی یہی کیفیت ہے۔ زیادہ وزنِ جوہر والے عناصر میں یہ فرق تقریباً ۴۶ ہوتا ہے۔ مثلاً Rb اور K، Sr اور Ca، Sb اور As کی یہی کیفیت ہے۔

اب یہ بتایا جائیگا کہ عناصر کے طبیعی خواص میں کس طرح دوریت پائی جاتی ہے اور پھر ان کی کیمیائی سیرت میں کس انداز سے تغیر واقع ہوتا ہے۔

طبیعی خواص

کثافت۔ ٹھوس حالت میں عناصر کی کثافتوں کے اندر اوزانِ جوہر کے لحاظ سے

دوریّت پائی جاتی ہے، جیسا کہ سلسلہ ہائے ذیل سے ظاہر ہے :-

Cl	S	P	Si	Al	Mg	Na
۱٫۳۳ [1]	۱٫۹۱ تا ۲٫۰۷	۱٫۸۲ تا ۲٫۳۴	۲٫۴۹	۲٫۶۷	۱٫۷۵	۰٫۹۷
Mn	Cr	V	Ti	Se	Ca	K
۷٫۴۲	۶٫۹۲	۵٫۵	۴٫۸۷	(۹)۲٫۵	۱٫۵۵	۰٫۸۶
Ni	Co	Fe				
۸٫۸	۸٫۹۵	۷٫۸				
Br		As	Ge	Ga	Zn	Cu
۲٫۹۷ [2]	۴٫۴۹ تا ۴٫۸	۵٫۴ تا ۵٫۹	۵٫۴۷	۵٫۹۲	۷٫۱۵	۸٫۹۳

یہ دیکھا جاسکتا ہے کہ ان سلسلوں میں کثافت کی قیمت رُکن بہ رُکن باقاعدہ طور پر متغیر ہوتی ہے - وسطی ارکان میں یہ قیمتِ اعظم تک پہنچتی ہے اور گروہوں میں وزنِ جوہر کے بڑھنے سے بھی بڑھتی ہے -

جوہری حجم — مقابلے کی غرض سے جوہری حجم کثافت سے زیادہ موزوں ہے - یہ وزنِ جوہر اور کثافت کی باہمی نسبت ہے اور علامت ح' یا ج ح سے تعبیر کیا جاتا ہے - جوہری حجم کی قیمتِ مطلق نہیں بتائی جاسکتی - جن اعداد سے یہ قیمت ظاہر کی جاتی ہے وہ فی الحقیقت گراموں میں لیے ہوئے جوہری تناسب (یا گرام جوہر) کے حجم کو تعبیر کرتے ہیں -

لوتھر مائر کے منحنی پر ایک نظر ڈالنے سے جوہری حجم کی قیمت کا تغیر عیاں ہوجاتا ہے - اس منحنی میں اوزانِ جوہر بطور فصلہ اور جوہری حجم بطور معین مرتسم کیے گئے ہیں - (مقابل کے صفحے کا نقشہ دیکھا جائے) - اس منحنی پر ہر دور کے ارکان یکے بعد دیگرے آتے ہیں اور ہر گروہ کے ارکان یکساں مقامات پر واقع ہیں - منحنی کے ابتدائی حصے میں جو کم سے کم وزنِ جوہر کے ارکان پر مشتمل ہے، ہیلیئم اور لیتھیم کے اضافی مقامات میں ایک بے قاعدگی نظر آتی ہے - اونیس [2] کے قول کے مطابق مائع ہیلیئم کی کثافت صرف ۰٫۱۵ ہے - لہٰذا اس کا جوہری حجم

---

[1] یہ اعداد مائع حالت میں کثافت کی قیمت ظاہر کرتے ہیں -

Proc. K, Akad, Wetensch. Amsterdam (1908); 10, 744; 11, 168.

[2] Onnes

۲۶۶۶ ہونا چاہیے - درحالیکہ ہائیڈروجن کی صورت میں اس کی قیمت ۴۴۰۱ اور لیتھیم کی صورت میں ۱۳ ہے - اس لیے منحنی جو ہائیڈروجن سے ہیلیئم تک تقریباً سیدھا بلند ہوتا ہے لیتھیم سے گزرتا ہوا بیریلیئم تک پھر نیچے اُترتا ہے اور دوسری قلوی دھاتوں کے خلاف لیتھیم منحنی کے راس پر نہیں آتی - یہ اُن بے قاعدگیوں کی ایک اور مثال ہے جن کا "صنف نما" عناصر سے اظہار ہوتا ہے - نادر ارضی دھاتوں کے متعلق موثق اعداد موجود نہ ہونے سے نیز نامعلوم عناصر کی وجہ سے منحنی کے بعض حصے ناتمام ہیں -

یہ دیکھا جا سکتا ہے کہ قلوی عناصر نقاطِ اعظم پر اور وسطی عناصر (طویل دوروں میں یہ مروری ٹکڑیاں ہیں) نقاطِ اقل پر واقع ہیں -

کسی گروہ میں وزنِ جوہر کے بڑھنے سے جوہری حجم کے تغیر کا اندازہ اُس خط سے معلوم ہو سکتا ہے جو منحنی کے بالتسلسل آنے والے حصّوں میں اس گروہ کے ارکان کو ملانے سے بنتا ہے -

بعض صورتوں میں وزنِ جوہر کے بڑھنے سے جوہری حجم بھی بڑھتا ہے جیسا کہ گروہ فاسفورس اور خاص طور پر قلوی دھاتوں کے گروہ کی کیفیت ہے - لونجنوں کے خاندان اور گروہ ہشتم کی ٹکڑیوں میں جوہری حجم مستقل رہتا ہے -

میںڈیلیف کا قول ہے کہ عناصر کی کیمیائی عاملیت جوہری حجم کی اضافی مقدار پر منحصر ہے کیونکہ اس سے بین جوہری فضا یا ساخت کے "تخلخل" کا سرسری اندازہ ہو سکتا ہے - جس عنصر کا جوہری حجم زیادہ یا بناوٹ ڈھیلی ڈھالی ہو، جیسا کہ قلوی دھاتوں کی صورت میں ہوتا ہے، اُس سے ایسے عناصر کی بہ نسبت زیادہ کیمیائی عاملیت کی توقع ہونی چاہیے جن کا جوہری حجم کم اور بناوٹ گنجان ہو جیسا کہ گروہ ہشتم کے ارکان کی کیفیت ہے -

آکسائیڈ میں آکسیجن کا جوہری حجم ـــ اگر کسی مرکب کا وزنِ سالمہ اُس کی کثافت سے تقسیم کیا جائے تو خارج قسمت اُس مرکب کا سالمی حجم (س ح) کہلاتا ہے -

اگر یہ فرض کر لیا جائے کہ کسی عنصر کے آکسائیڈ میں بھی اس کا جوہری حجم وہی رہتا ہے جو آزاد حالت میں ہوتا ہے اور پھر آکسائیڈ کے سالمی حجم سے اُس عنصر کا جوہری حجم منہا کر کے آکسیجن کے جوہری حجم کی قیمت شمار کی جائے تو اس قیمت میں عجیب و غریب دو یت کا

پتا چلتا ہے۔

رشتہ ح (O) = س ح (Na_2O) − ۲ ح (Na) سے

Na_2O میں ح (O) = ۲۶٫۵۶ − ۴۶٫۵۲ = −۱۹٫۹۶

اور SO_3 میں ح (O) = (۴۰٫۵۶ − ۱۵٫۵۵) / ۳ = +۸٫۴

حالانکہ Al_2O_3 میں ح (O) = (۳۹٫۵۲ − ۲۰٫۶۱) / ۳ = +۲٫۰

کسی آکسائیڈ میں آکسیجن کا جوہری حجم اُس آکسائیڈ کی نوعیت کے لحاظ سے دوریت کے ساتھ تبدیل ہوتا ہے۔ قلوی آکسائیڈز میں اس کی منفی قیمت گروہ سوم و چہارم کے Al_2O_3 اور SnO_2 جیسے دوگونہ کیمیائی سیرت والے آکسائیڈز میں جاکر تقریباً صفر ہوجاتی ہے۔ گروہ ششم و ہفتم کے ترشئی آکسائیڈز اور مروری ادوار اور اُن کے متصلاً مابعد عناصر کے آکسائیڈز میں یہ قیمت مثبت ہوجاتی ہے۔

لہذا وہ آکسائیڈز جن میں آکسیجن کا جوہری حجم منفی ہوا ساہی ہوتے ہیں اور جن میں یہ مثبت ہو وہ یا تو آسانی سے تحویل ہوسکتے اور یا ترشئی ہوتے ہیں۔

نقطۂ اماعت ــــ عناصر کے نقاطِ اماعت بھی اوزانِ جوہر کے لحاظ سے دوریت کے ساتھ تغیر پذیر ہیں۔

جو عناصر جوہری حجم کے منحنی کے اقلاّت پر واقع ہیں یا اُن سے عین ماقبل آتے ہیں اُن کا نقطۂ اماعت بلند ہوتا ہے۔ مثلاً B ‘ C ‘ Si اور گروہ ہشتم کی دھاتیں اقلاّت پر ہیں اور Ti ‘ Mo اور Cr اقلاّت سے عین ماقبل ہیں۔

منحنی کے چڑھاؤں پر اقلاّت کے عین مابعد جو عناصر آتے ہیں اُن کے نقاطِ اماعت پست اور طیران پذیری نسبتہً زیادہ ہوتی ہے۔ مثلاً P ‘ S ‘ Cl ‘ Ga ‘ As‘ Se ‘ Br ‘ Sn ‘ Sb ‘ Te ‘ I کا جو منحنی کے مختلف حصّوں میں علی التواتر آتے ہیں یہی حال ہے۔ یہاں بھی کم وزنِ جوہر کے "منفی" عناصر میں بے قاعدگی پائی جاتی ہے۔

عام طور پر جوہری حجم کے بڑھنے سے گداز پذیری بھی بڑھتی ہے اور جوہری حجم

کے کم ہونے سے گداز پذیری میں بھی کمی واقع ہوتی ہے - تاہم منحنی کے راسوں پر تو نجنوں یا غیر عامل گیسوں کے بجائے قلوی دھاتیں واقع ہیں جن کی گداز پذیری اول الذکر عناصر سے کم ہے اور جن سے ہر دور کا آغاز ہوتا ہے -

دیگر طبیعی خواص ـــــ جس حد تک مواد فراہم ہو چکا ہے کئی اور طبیعی خواص میں بھی اوزانِ جوہر کے لحاظ سے دوریت ظاہر ہوتی ہے - ان میں سے بعض مختصراً بیان کیے جائینگے -

توّرق ـــــ صرف وہی عناصر متورّق ہیں جو نقطۂ اعظم یا نقطۂ اقل پر یا ان کے عین مابعد آتے ہیں - مثلاً

اعظمات پر Mg , Na ; Be , Li

اقلات پر Zn , Cu , Ni , Co , Fe ; Cd , Ag , Pd , Rh

بھاری پھونکنی دھاتیں نقاطِ اقل کے عین ماقبل آتی ہیں -

Ir , Os ; Ru , Mo ; Mn , Cr , V

ان دھاتوں کی مثالیں ہیں -

متورّق دھاتیں سب سے زیادہ متمدّد بھی ہیں -

پھیلاؤ کی شرح ـــــ فنٹسو کی تحقیقات سے معلوم ہوا ہے کہ منحنی کے چڑھاؤں پر جو طیران پذیر عناصر آتے ہیں، ۰° اور ۱۰۰° کے درمیان اُن کے پھیلاؤ کی شرح اقلات پر آنے والی بمشکل گداز پذیر دھاتوں سے زیادہ ہوتی ہے -

جوہری انعطاف ـــــ گلیڈسٹن لانڈولٹ وغیرہ کا بیان ہے کہ جوہری انعطاف گروہ اول میں اقل اور گروہ چہارم میں اعظم قیمت تک پہنچ جاتا ہے -

نمکوں کا رنگ - بیلی[۱] نے اس بات کی طرف اشارہ کیا ہے کہ بے رنگ تُرشے صرف اُن دھاتوں کے ساتھ مل کر رنگ دار نمک پیدا کر سکتے ہیں جو منحنی کے نقاطِ اقل پر یا اُن کے نزدیک واقع ہیں - یہ امر Mn , Fe , Co , Ni , Cu , Au , Pt جیسی دھاتوں پر غور کرنے سے واضح ہوتا ہے -

حرارت اور برق کے لیے موصلیت ـــــ تانبا، چاندی اور سونا

[۱] Bayley

جو بہترین موصل ہیں، بمشکل اور بہ آسانی گداز پذیر دھاتوں کے درمیان نقاطِ مرور پر واقع ہیں۔ مثلاً

Ga ‘ Zn	Cu	Ni ‘ Co ‘ Fe
In ‘ Cd	Ag	Pd ‘ Rh ‘ Ru
Tl ‘ Hg	Au	Pt ‘ Ir ‘ Os

متشابہ مقامات پر آنے والے عناصر میں سے وہ جن کا وزنِ جوہر زیادہ ہے بالعموم اس قدر عمدہ موصل نہیں ہیں جتنے کم وزنِ جوہر کے عناصر ہیں۔

کیمیائی خواص

مناسب ہوگا کہ عناصر کا برقی کیمیائی سلوک اُن کی کیمیائی خصوصیات کے لیے محک قرار دیا جائے کیونکہ برزیلیئس نے بھی اسی کو محک قرار دیا تھا۔ لیکن اس سے پہلے یہ سمجھ لینا چاہیے کہ اصطلاحات برقی مثبت اور برقی منفی یا مختصراً مثبت اور منفی جب عناصر کے لیے استعمال کی جاتی ہیں تو اس سے کیا مُراد ہوتی ہے۔ واضح رہے کہ یہ اصطلاحات بالترتیب دھاتی اور ادھاتی کی مترادف ہیں۔ تاہم کیمیائی نقطہ نظر کے مطابق آخر الذکر الفاظ مفہوم کو اول الذکر اصطلاحات سے زیادہ واضح نہیں کرتے۔

برق پاشیدگی یا افتراق کے نظریئے سے اس موضوع کے متعلق معین نتائج اخذ کیے گئے ہیں۔ محلول کے اندر رواں حالت اختیار کرنے کے رُجحان کے لحاظ سے جست اور تانبے کا مقابلہ کیا جاسکتا ہے۔ چونکہ دھاتی جست ہلکائے سلفیورک ترشے سے ہائیڈروجن کو آزاد کر دیتا ہے اور تانبے کا اس ترشے پر کچھ عمل نہیں ہوتا اس لئے تانبے سے جست کا محلولی دباؤ بڑھا ہوا ہے۔ اسی طرح چونکہ سیزیم کا پانی کے ساتھ لتھیم سے زیادہ پُرزور تعامل ہوتا ہے لہٰذا سیزیم کا محلولی دباؤ لتھیم سے زیادہ ہے۔

یہ اچھی طرح سے معلوم ہے کہ جب کسی سادہ برقی خانے میں جست کا محلول بنتا ہے تو اس دھات کا یہی محلولی دباؤ محرکۂ برق کی شکل اختیار کرتا ہے اور جدید برقی کیمیائی نظریوں[1] کے مطابق وولٹوں کی اس تعداد کی جس سے دھاتوں کا اضافی محلولی دباؤ تعبیر

[1] ان نظریوں کے لیے برقی کیمیائی کتابوں کا مطالعہ کرنا چاہیئے۔

ہوتا ہے اُس تفاوتِ قوّہ سے ٹھیک ٹھیک پیمائش کی جاسکتی ہے جو معیاری ہلکاؤ پر دھاتوں اور اُن کے نمکوں کے محلول میں پیدا ہوتا ہے۔

اس طرح جو قیمتیں حاصل ہوئی ہیں اُن میں سے بعض ذیل میں درج کی جاتی ہیں:-

$MgSO_4$	میں	Mg	=	+۱٫۲۴	وولٹ
$ZnSO_4$	"	Zn	=	۰٫۵۲	"
$CdSO_4$	"	Cd	=	۰٫۱۶	"
$FeSO_4$	"	Fe	=	۰٫۰۸	"
$CuSO_4$		Cu	=	−۰٫۵۸	"
Ag_2SO_4		Ag	=	−۱٫۰۲	"

گو تمام صورتوں میں ٹھیک ٹھیک قیمت دریافت نہیں ہوسکتی، تاہم مشہور عناصر کے برقی قوّہ میں حسب ذیل ترتیب پائی جاتی ہے:—

دھاتیں:— Mg ، Ca ، Sr ، Ba ، Li ، Na ، K ، Rb ، Cs

،Sn ، Ni ،Co ، Fe ، Tl ، Cd ، Zn ، Mn ، Cr ، Al

، Pt ، Pd ، Ag ، Hg ، Cu ، As ، Bi ، Sb ، H ، Pb

، Os ، Rh ، Ir ، Au

ادھاتیں:- F ، O ، Cl ، Br I S ، P ، Se ، N ، B ، C ، Si

یہ ترتیب دھاتوں کی صورت میں دوسری دھاتوں کو نمکوں کے محلول سے ہٹا دینے کی اضافی طاقت کو بھی تعبیر کرتی ہے۔ چنانچہ اس فہرست کی ہر دھات، بعد میں آنے والی دھاتوں کو معادل طاقت کے محلولوں سے آزاد کرسکتی ہے۔

جن عددی قیمتوں پر مندرجۂ بالا سلسلہ مبنی ہے وہ دھاتوں کی حدتک محلول کے اندر اُن کے اساسی رواں بننے کے رُجحان پر منحصر ہیں۔ لہٰذا یہ سلسلہ دھاتوں کی دھاتی متعاملیت یا اُن کی حقیقی برقاً مثبت خاصیت کو ظاہر کرتا ہے۔

اس سلسلے پر غور کرنے سے معاً یہ معلوم ہوتا ہے کہ برقی مثبتیت یا تُرشوں اور نمکوں کے محلولوں کے مقابلے میں دھاتی متعاملیت ہمیشہ کیمیائی یا اساسی نوعیت کی مترادف نہیں ہوتی جو آکسائیڈز کے خواص سے جانچی جاتی ہے۔

مثلاً قلوی دھاتیں گو ان دونوں زُمروں کے شروع میں آتی ہیں، تاہم آرسینک اور انٹیمنی اپنے آکسائیڈز اور دوسرے مرکبات کے خواص کے لحاظ سے تانبے یا سونے کے مقابلے میں کم دھاتی (یا زیادہ ادھاتی) ہیں، حالانکہ برقاً وہ ان دھاتوں سے زیادہ مثبت ہیں۔ پس کسی دھات کے برقی مثبت خواص اور اساس پیدا کرنے والے خواص میں ہمیشہ برابری ہی نہیں پائی جاتی۔ چنانچہ ایلومینیئم ایک طاقتور برقی مثبت دھات ہے مگر اساس پیدا کرنے والے خواص میں کمزور ہے۔ لہٰذا **اساس نما** کی اصطلاح کسی دھات کی اُن خصوصیات کو ظاہر کرنے کے لیے استعمال کی جائیگی جو اس کے آکسائیڈز اور دیگر مرکبات سے تعبیر ہوتی ہیں۔ علیٰ ہذا القیاس اصطلاح **ترشہ نما** کسی ادھات کی ترشہ پیدا کرنے کی خاصیت ظاہر کرنے کے لیے استعمال کی جائیگی۔

تاہم بالفعل عناصر کے برقی اور کیمیائی خواص کے اختلاف کے بجائے ہم اُن کی مطابقت پر غور کر سکتے ہیں۔ اس ضمن میں حسبِ ذیل خواص کا ذکر کیا جا سکتا ہے جو ایک دوسرے سے تعلق رکھتے ہیں:-

(ا) معادل حالات میں ایک دوسرے کو ہٹانے یا باہم امتزاج پذیر ہونے کی قابلیت۔

(ب) امتزاج کا اضافی حرارتی اثر۔

(ا) اگر کوئی عنصر کسی منفی جوہر یا گروہ کے ساتھ ملا ہوا ہو تو ایک زیادہ برقی مثبت عنصر ایک کم برقی مثبت عنصر کو اس امتزاج سے آزاد کر سکتا ہے۔ مثلاً جست جو لوہے یا تانبے سے زیادہ برقی مثبت ہے ان دھاتوں کو جیسا کہ پہلے بیان کیا گیا اُن کے نمکوں کے محلولوں سے آزاد کر سکتا ہے۔

اسی طرح لونجنوں کے اعلیٰ تر آکسی ترشوں سے جن میں یہ عناصر منفی آکسیجن کے ساتھ متحد ہوتے ہیں، آیوڈین جو زیادہ مثبت ہے، کم مثبت کلورین کو آزاد کر دیتی ہے، جیسا کہ کلوریٹس اور پرکلوریٹس کی صورت میں ہوتا ہے۔ اس کے برعکس کلورین جو زیادہ منفی ہے بالکل اسی طرح سے کم منفی آیوڈین کو جب کہ وہ مثبت دھاتی جوہروں کے ساتھ متحد ہو آزاد کرتی ہے۔

عام طور پر جو عناصر برقی کیمیائی خواص میں زیادہ مختلف ہوتے ہیں اُن میں امتزاج

زیادہ آسانی سے واقع ہوتا ہے گو اس بیان کو تسلیم کرنے میں بعض قیود کو ضرور ملحوظ رکھنا چاہیے۔ کسی کیمیائی تعامل کا حاصل دراصل اُن حالات پر منحصر ہے جو تعامل کرنے والے نظام میں پیدا ہوتے ہیں اور یہ ثابت کیا جا سکتا ہے کہ ایک بر خود مشتمل نظام میں حاصل کُلیۂ عمل کمیت کے تابع ہوتا ہے۔

مثلاً اگر کلورین اور برومین کسی دھات کی معین مقدار کے ساتھ امتزاج پانے میں باہم مقابلہ کریں تو کلورائیڈ اور برومائیڈ کی جو مقدار فی الحقیقت پیدا ہوگی وہ کلورین اور برومین کی اضافی عامل کمیتوں یعنی مقابلہ کرنے والے عناصر کی تعدادِ معادلات فی اکائی حجم اور اُن کے اضافی الف پر منحصر ہوگی۔ اگر ابتدا میں کلورین کے بہ نسبت برومین کی معتدبہ افراط موجود ہو تو حاصل میں برومائیڈ ہی کی مقدار زیادہ ہو سکتی ہے، گو کبھی نتائج کو مناسب طور پر ظاہر کر کے یہ دکھایا جا سکتا ہے کہ الف میں کلورین ہی فوقیت رکھتی ہے۔ علاوہ ازیں کئی دھاتی آکسائیڈز ایک کم مثبت عنصر کاربن کے ساتھ گرم کرنے پر تحویل ہو جاتے ہیں۔ یہاں یہ یاد رکھنا چاہیے کہ تعامل کا ایک حاصل (کاربن کا آکسائیڈ) پیدا ہوتے ہی نظام سے خارج ہو جاتا ہے، لہٰذا حسبِ ذیل متعاکس تعامل

$$MO + C \rightleftharpoons M + CO$$

بالائی پیکان کی سمت میں درجۂ تکمیل تک پہنچ جاتا ہے۔

(ب) عام طور پر کسی تعامل کی حرارتی قیمت اُس وقت سب سے زیادہ ہوتی ہے جب کہ باہم ملنے والے عناصر کی کیمیائی سیرت میں اختلاف بھی زیادہ ہو۔ چنانچہ لوہجنی ترشوں کی سالمی حرارتِ تکوین سے (جو بڑے حراروں میں بتائی گئی ہے) یہ صاف ظاہر ہے۔

[H,F] = ۳۸۹، [H,Cl] = ۲۲۰، [H,Br] = ۸۴، [H,I] = ۶--

بعض اوقات کسی سلسلے کے ارکان کی حرارتِ تکوین میں زیادہ فرق نہیں ہوتا۔ چنانچہ قلوی کلورائیڈز کی یہی کیفیت ہے۔ لاری[۱] نے ثابت کیا ہے کہ یہ تکوینی حرارتیں دوریت کے ساتھ متغیر ہوتی ہیں۔

چونکہ کیمیائی امتزاج کا امکان اُن عناصر کی صورت میں زیادہ ہوتا ہے جو کیمیائی

۱؎ Laurie

سلسلے میں ایک دوسرے سے زیادہ متفاوت ہیں؟ اس لیے ظاہر ہے کہ اگر کسی صورت میں بہت سے تعاملات ممکن العمل ہوں، تو اُن میں سے اُس تعامل کے وقوع پذیر ہونے کی توقع رکھنی چاہیے جس سے حرارت کی زیادہ سے زیادہ مقدار خارج ہوتی ہو۔ یہی امر برتلو نے اپنے "اعظم کام کے کلیے" یا "کُلیۂ لزوم تعاملات" میں یوں ظاہر کیا ہے کہ "ہر کیمیائی تغیر میں جو بیرونی توانائی کے بغیر وقوع میں آتا ہے وہ شے یا اشیا پیدا ہوتی ہیں جن کی پیدائش سے حرارت کی اعظم مقدار خارج ہوتی ہے"۔ یہ بیان اعتراض سے مبرا نہیں کیونکہ اس میں متعاکس کیمیائی تعاملات کے وقوع کا امکان نظر انداز کیا گیا ہے، حالانکہ یہ نہایت ہی مشہور بات ہے کہ بہت سے تعاملات متعامل اشیا کے ارتکاز اور تپش کو تبدیل کردینے سے متعاکس ہوسکتے ہیں۔

مثلاً بلند تپش پر برتلو کے کُلیہ کے برخلاف حرارت خوار تعاملات وقوع میں آسکتے ہیں، گو صفر مطلق پر صرف حرارت زا تعاملات ہی واقع ہوتے ہیں اور ان حالات میں یہ کُلیہ صحیح ہوتا ہے۔

تاہم اگر کسی خاص تعامل کی حرارتی قیمت زیادہ اور تپش بلند نہ ہو تو وہ تعامل غالباً وقوع پذیر ہوسکیگا۔ لیکن کسی تعامل کے حرارتی اعداد کی تاویل میں نہایت احتیاط درکار ہے اور اس کے حالات کا ٹھیک علم ہونا ضروری ہے۔

آخر میں عناصر کی برقی کیمیائی سیرت کے متعلق بعض عام امور بیان کیے جاسکتے ہیں۔

سب سے زیادہ برقی مثبت عناصر سب سے زیادہ دھاتی بھی ہیں۔ اُن کے آکسائیڈز اساسی اور ہائیڈر آکسائیڈز پانی میں حل پذیر اور قلویانہ ہیں۔ وہ ایسی دھاتیں ہیں جو حقیقی نمک پیدا کرتی ہیں۔ یہ نمک پانی سے تحلیل نہیں ہوتے اور ان کے محلول برق پاشے ہیں۔

جب ہم ان دھاتوں سے کم برقاً مثبت عناصر تک پہنچتے ہیں تو معلوم ہوتا ہے کہ ان کے آکسائیڈز اور ہائیڈر آکسائیڈز میں یہ دوگونہ خاصیت موجود ہے کہ وہ طاقتور ترشوں کے مقابلے میں اساسی اور طاقتور اساسوں کے مقابلے میں ترشئی ہیں۔ ان کی بہترین مثال ایلومینیم ہائیڈر آکسائیڈ $Al(OH)_3$ ہے۔ اس قسم کے آکسائیڈز یا ہائیڈر آکسائیڈز ایسے نمک پیدا کرتے ہیں جن کو پانی کم و بیش تحلیل کر دیتا ہے اور اسی طرح اساسی نمک بلکہ ہائیڈر آکسائیڈز تک بن سکتے ہیں۔ مثلاً فیرک کلورائیڈ اور لوہے اور ایلومینیم کے ایسیٹیٹس

Berthelot

سب آب پاشیدہ ہو جاتے ہیں۔

$$Fe(C_2H_3O_2)_3 + 2H_2O \rightleftharpoons Fe(C_2H_3O_2)(OH)_2 + 2HC_2H_3O_2$$

$$Al(C_2H_3O_2)_3 + 3H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_3 + 3HC_2H_3O_2$$

ایسی دھاتوں کی صورت میں آکسائیڈ کی سیرت اکثر آکسیجن کے تناسب یا دھات کی عملی گرفت سے متعیّن ہوتی ہے۔ مثلاً کرومیم گو تگرفتا مثبت رواں $\overset{+++}{Cr}$ پیدا کرتی ہے، تاہم کرومک ترشے کا منفی رواں $\overline{Cr}O_4''$ چھگرفتا کرومیم پر مشتمل معلوم ہوتا ہے۔

برقی منفی عناصر جن کے آکسائیڈز ترشئی ہیں ہائیڈر آکسائیڈز بن کر ترشے پیدا کرتے ہیں۔ ان عناصر کے کلورائیڈز نمک نہیں سمجھے جا سکتے۔ عام طور پر وہ طیران پذیر ہوتے ہیں، طاقتور سلفیورک ترشے کا اُن پر کچھ عمل نہیں ہوتا اور پانی اُن کو تحلیل کر دیتا ہے۔ اس طرح ہائیڈرو کلورک ترشہ اور متناظر آکسی ترشہ پیدا ہوتا ہے جس کے وہ ترشئی کلورائیڈز ہیں۔

اب ہم اس بات پر غور کر سکتے ہیں کہ دوری جماعت بندی میں عناصر کی کیمیائی اور برقی خصوصیات میں کس قسم کا اختلاف پایا جاتا ہے۔

قلوی دھاتوں سے شروع کر کے پہلے دو ادوار میں خواص کا تغیر اساس نما یا برقی مثبت سے ترشہ نما یا برقی منفی تک باقاعدہ عمل میں آتا ہے۔ پہلے دور (سلسلۂ ۲) میں لیتھیم سب سے زیادہ برقی مثبت اور فلورین سب سے زیادہ برقی منفی عنصر ہے۔ بیریلیئم، لیتھیم سے کم اور بورون سے زیادہ برقی مثبت ہے وقس علیٰ ہذا۔

دوسرے دور میں بھی سوڈیم سے کلورین تک اسی طرح تغیر ہوتا ہے۔ اگر گروہ ہیلیئم کے ارکان کو نظر انداز کیا جائے تو ہر دور کے آخر میں منفی خواص دفعۃً مثبت خواص میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔

جو کچھ پہلے دو چھوٹے دوروں کے لیے صحیح ہے وہ سترہ عناصر کے بعد میں آنے والے طویل ادوار پر بھی صادق آتا ہے۔ مگر ان میں ثانوی ادوار بھی پائے جاتے ہیں۔ پوٹاسیم سے لے کر کیلسیئم اور اسکینڈیم سے گزرتے ہوئے ٹائیٹینیئم اور وینیڈیم تک برقی مثبت خواص میں انحطاط ہوتا ہے۔ آخرالذکر عناصر کسی قدر برقی منفی اور ترشہ نما ہیں۔ اُن کے آکسائیڈز کمزور ترشے پیدا کرتے ہیں اور کلورائیڈز طیران پذیر ہیں۔ کرومیئم اور

مینگنیز اور کسی قدر کمتر حد تک لوہے میں دوگونہ خاصیت پائی جاتی ہے، کیونکہ وہ اساسی اور ترشئی دونوں قسم کے آکسائیڈز پیدا کرتے ہیں۔ تاہم گو ترشئی آکسائیڈ تو پیدا نہیں کرتا، تاہم جست سے کم برقی مثبت ہے، مگر جست کا ہائیڈرآکسائیڈ قلیوں میں حل ہو جاتا ہے۔ گیلیئم سے شروع کرنے کے بعد جرمینیئم، آرسینک اور سیلینیئم سے گزرتے ہوئے برومین تک برقی منفی اور ترشہ زا خواص میں ترقی ہوتی ہے۔ اس کے بعد آنے والے طویل دور کے عناصر میں بھی ربیڈیم سے آیوڈین تک اسی قسم کے علائق نظر آتے ہیں۔

واضح رہے کہ ذیلی گروہ ب کے ارکان ذیلی گروہ ا کے متناظر ارکان سے ہمیشہ کم برقی مثبت ہوتے ہیں۔ مثلاً جست کیلسیئم سے، آرسینک وینیڈیم سے، اور برومین مینگنیز سے کم برقی مثبت ہے۔

کسی گروہ کے خواص میں رُکن بہ رُکن جو تغیر واقع ہوتا ہے، وہ شاید سب سے زیادہ کارآمد باقاعدگی ہے جو دوری جماعت بندی سے ظاہر ہوتی ہے، کیونکہ اس سے اُس گروہ کے باضابطہ مطالعے کا گر ہاتھ آجاتا ہے۔ ہر گروہ اور ذیلی گروہ میں وزنِ جوہر کے بڑھنے سے یہ تغیر کم برقی مثبت سے زیادہ برقی مثبت کی جانب ہوتا ہے۔ اس کی صرف تین مستثنیات ہیں یعنی گروہ ہشتم ذیلی گروہ اول ب اور ذیلی گروہ دوم ب۔ مثلاً گروہ اول ا میں جو قلوی دھاتوں پر مشتمل ہے لیتھیئم سب سے کم اور سیزیم سب سے زیادہ برقی مثبت ہے، اور لونجنوں کے گروہ ہفتم ب میں فلورین سب سے کم اور آیوڈین سب سے زیادہ برقی مثبت یا فلورین سب سے زیادہ اور ایوڈین سب سے کم برقی منفی ہے۔

گروہ ہشتم اور ذیلی گروہ اول ب و دوم ب کے ارکان کی استثنائی حیثیت کا باعث یہ ہے کہ متعاملیت کے لحاظ سے یہ عناصر کمزور اور اپنے مرکبات سے بہ آسانی جُدا کیے جاسکتے ہیں۔ اور چونکہ وزنِ جوہر کے بڑھنے سے یہ متعاملیت گھٹتی ہے جس کی وجہ سے عناصر آسمیئم، اِریڈیم، پلاٹینم، سونا اور پارا تمام دھاتوں کے مقابلے میں زیادہ آسانی کے ساتھ تحویل ہو سکتے ہیں، لہٰذا اس سے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ یہ دھاتیں سب سے زیادہ برقی منفی بھی ہیں۔ کیونکہ جیسا پہلے بیان کیا گیا برقی قوہ کے سلسلے سے دھاتوں کی جو برقی منفیت ظاہر ہوتی ہے وہ بعینہٖ دھاتی غیر عاملیت کے بھی مطابق ہے۔ اگر سونا Ir، Rh اور Os کے سوا اور تمام دھاتوں سے زیادہ برقی منفی قرار دیا جائے تو چونکہ ذیلی گروہ اول ب ایک ایسا ذیلی گروہ ہے جس میں دھاتی غیر عاملیت سب سے زیادہ نمایاں ہے، اس لیے برقی قوہ

کے سلسلے میں حسبِ ذیل چھ دھاتوں

Au ، Pt ، Pd ، Ag ، Hg ، Cu

کے اضافی مقامات، دوری جدول میں ان دھاتوں کے مقامات سے کوئی تضاد نہیں رکھتے۔

جدول ۲ کے نقشے سے جو ایبگ[a] کا تیار کردہ ہے وزنِ جوہر کے ساتھ برقی مثبت خواص کا دوری تغیر تقریبی طور پر ظاہر ہوتا ہے۔ گروہ ہشتم کے عناصر کی مستثنیٰ حیثیت اس جدول کے دائیں جانب تین بالائی منحنیوں کے تقاطع کے بعد دکھائی گئی ہے۔ گروہ اول ب دوم ب اور امکاناً سوم ب کی مستثنیٰ حیثیت بائیں جانب اوپر کی طرف چڑھتے ہوئے تین منحنیوں سے دکھائی گئی ہے جو گروہ چہارم تک پہنچنے سے پہلے ایک دوسرے کو قطع کرتے ہیں۔


پس دوری جدول میں گروہ ہشتم اور ذیلی گروہ اول ب و دوم ب پر مشتمل ایک خطہ ایسا بھی ہے جس کی بڑی خصوصیت دھاتی غیر عاملیت اور ساتھ ہی ساتھ برقی منفیت ہے۔ اور ان گروہوں میں وزنِ جوہر کے بڑھنے سے اس خصوصیت میں ترقی ہوتی ہے۔ اگر اس نقشے (جدول ۲) کو ایک اُستوانے پر چپکا یا جائے تو یہ خطہ گروہ ہیلیئم کے بے گرفت عناصر کے مقام کے قطراً مقابل ہوگا۔

تاہم ان گروہوں میں برقی مثبتیت اور اساس زا خواص کے باہمی رشتے کے متعلق ضرور بحث ہونی چاہیے۔ اسی خطے میں یہ دو خاصیتیں ہمساں نظر نہیں آتیں۔ غالباً لوہا، کوبالٹ اور نکل گروہ ہشتم کے بعد میں آنے والے عناصر سے زیادہ اساس زا ہیں اور زیادہ برقی مثبت تو وہ ہیں ہی۔ لیکن چاندی گو تانبے سے زیادہ برقی منفی ہے، مگر اُس سے اساس زا بھی زیادہ ہے۔ کیونکہ اس کا آکسائیڈ پانی کے ساتھ خفیف قلویانہ تعامل کا اظہار کرتا ہے اور اس کے نمک کیوپرس نمکوں کے برخلاف پانی کی موجودگی میں قیام پذیر ہیں۔ لیکن کیڈمیم جست سے کم برقی مثبت ہونے کے باوجود اُس سے زیادہ اساس زا ہے، کیونکہ اس کا ہائیڈرآکسائیڈ قلیوں میں حل نہیں ہوتا[1] اور اس کے نمک اُتنی آسانی سے آب پاشیدہ نہیں ہوتے

[1] یہ فرض کیا گیا ہے کہ $Zn(OH)_2$ ، NaOH کے ساتھ مل کر حقیقی مرکب پیدا نہیں کرتا۔ بلکہ قلی سے $Zn(OH)_2$ صرف لسونتی حالت اختیار کر لیتا ہے جس سے جست کے پانی کے اندر حل ہونے میں مدد ملتی ہے۔ تاہم ٹھوس زنکیٹس حاصل ہو چکے ہیں۔

[a] Zeit. anorg. Chem. 39, 367 (Abegg)

جدول ۲



نظام ادوار میں برقی قوۃ کا تدریج (مرتبہ آر - ایبگ) -
Zeit. anorg. Chem., 39, 367 سے باجازت نقل کیا گیا۔

جتنی آسانی سے جست کے نمک آب پاشیدہ ہوتے ہیں۔

اس کے علاوہ یہ بھی دیکھا جاسکتا ہے کہ اُن گروہوں کے سوا جن پر اوپر غور کیا گیا ہے اور تمام گروہوں میں اساس زا (یا برقی مثبت) خواص کی بیشی حتی الامکان ترشہ زا خواص کے انحطاط سے راست تعلق رکھتی ہے اور گروہ پنجم میں یہ امر خاص طور پر نمایاں ہے۔

تاہم ان مستثنیٰ ذیلی گروہوں میں برقی منفی خواص کے ساتھ ترشہ زا خواص میں کوئی معتدبہ ترقی نہیں ہوتی۔ چنانچہ سونا جو ایک بہت برقی منفی دھات ہے قیام پذیر ترشے پیدا نہیں کرتا، حالانکہ آرسینک جو سونے کے مقابلے میں بہت کم برقی منفی ہے، اس سے بہت زیادہ ترشہ زا ہے اور خاصے معین ترشے پیدا کرتا ہے۔ شاید ان دو رجحانات یعنی برقی منفیت کے ساتھ کیمیائی غیر عاملیت کے رجحان اور برقی منفیت ہی کے ساتھ ترشہ زا خواص کے رجحان کا باہمی تناقض ہی اُن بے قاعدگیوں کا ذمہ دار ہے جو اِن مستثنیٰ ذیلی گروہوں کے اندر (مثلاً کیڈمیئم اور جست کی صورت میں) نظر آتی ہیں۔

جو کچھ بیان کیا گیا اُس سے اب یہ سمجھا جاسکتا ہے کہ جدول میں گروہ ہشتم کو چھوڑ کر لیتھیم سے جو وتر کھینچا گیا ہے، وہ عناصر کو تقریباً اس طور پر تقسیم کر دیتا ہے کہ نچلے حصے میں آنے والے عناصر زیادہ برقی مثبت یا اساس زا اور بالائی حصے کے عناصر زیادہ برقی منفی یا ترشہ زا ہیں۔ اور یہ اولاً بیان کردہ اس امر سے تعلق رکھتا ہے کہ ب یا طاق ذیلی گروہوں کے عناصر ا یا جفت ذیلی گروہوں کے عناصر سے زیادہ برقی منفی ہوتے ہیں۔

گرفت۔ — ہائیڈروجن، کلورین اور آکسیجن کے ساتھ عناصر کے مرکبات میں جس اعظم گرفت کا اظہار ہوتا ہے وہ دوری طور پر متغیر ہوتی ہے۔

ہائیڈروجنی گرفت — ہائیڈرائیڈز کی دو قسمیں ہیں۔ ایک تو طاقتور دھاتوں کے ٹھوس ہائیڈرائیڈز ہیں مثلاً LiH، NaH، KH، CaH_2، BaH_2 جو پانی سے تحلیل ہوجاتے ہیں۔ دوسرے ادھاتوں یا دھتونتوں کے طیران پذیر ہائیڈرائیڈز ہیں۔ بورون اور سلیکان کے متعدد اور کاربن کے کئی ہائیڈرائیڈز ہیں۔ بورون کے ہائیڈرائیڈز مثلاً B_2H_6 میں اس کی گرفت گروہ وار گرفت سے زیادہ ہے اور اس میں شاید "جوابی گرفتیں" کام آتی ہیں۔ گروہ چہارم کے صنفی ہائیڈرائیڈز CH_4، SiH_4، GeH_4 ہیں۔ گروہ پنجم میں NH_3، PH_3، AsH_3، SbH_3

گروہ ششم میں OH_2 ، SH_2 ، SeH_2 ، TeH_2 اور گروہ ہفتم میں FH ، ClH ، BrH ، IH مختلف ہائیڈرائیڈز ہیں۔

لہٰذا مختلف گروہوں میں ہائیڈروجنی گرفت حسبِ ذیل ہے :-

گروہ	چہارم	پنجم	ششم	ہفتم
	۴	۳	۲	۱

جس سے اس خاصیت کی دوری نوعیت صاف ظاہر ہے۔
ہائیڈرائیڈز کی قیام پذیری گروہ چہارم سے ہفتم تک بڑھتی ہے۔ سلسلہ ۲ کے ادھاتی عناصر کے ہائیڈرائیڈز تو اس خصوصیت کا اچھی طرح سے اظہار نہیں کرتے، لیکن سلسلہ ۳ کے ہائیڈرائیڈز SiH_4 ، PH_3 ، SH_2 ، ClH کے باہمی مقابلے سے یہ امر بیّن طور پر ظاہر ہوتا ہے۔ اور یہ اس سلسلے میں آگے بڑھتے ہوئے ادھاتی خواص کے ارتقا سے مطابقت رکھتا ہے۔ اس ضمن میں یہ بھی بیان کیا جا سکتا ہے کہ طویل ادوار میں صرف طاق سلسلوں یا ب ذیلی گروہوں کے نسبتہً ادھاتی عناصر ہی قیام پذیر اور طیران پذیر ایلکل مرکبات پیدا کرتے ہیں۔

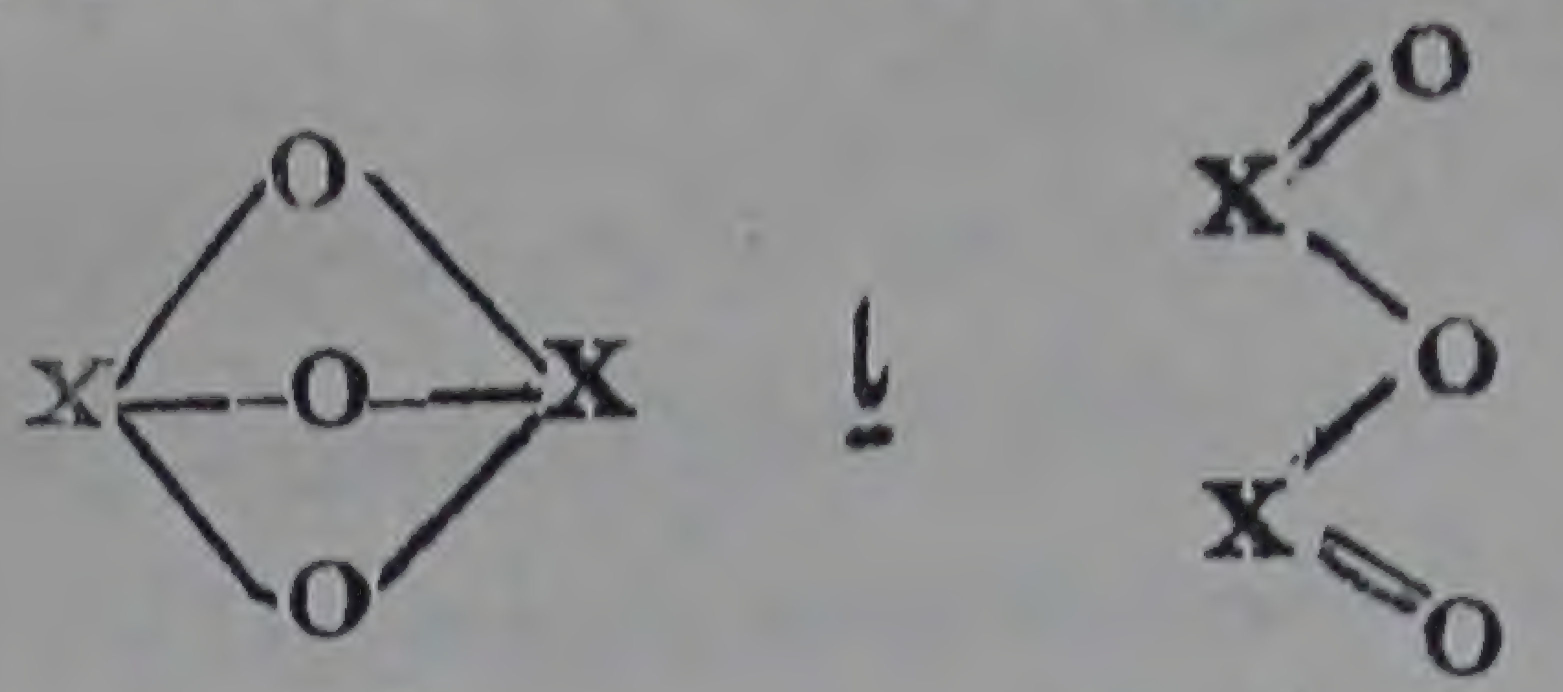
کلورینی گرفت — مختلف گروہوں کے اعلیٰ ترین کلورینی مرکبات حسبِ ذیل اصناف سے تعبیر ہوتے ہیں :-

گروہ	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	۸
صنف	XCl	XCl_2	XCl_3	XCl_4	XCl_5	XCl_6	—	XCl_4

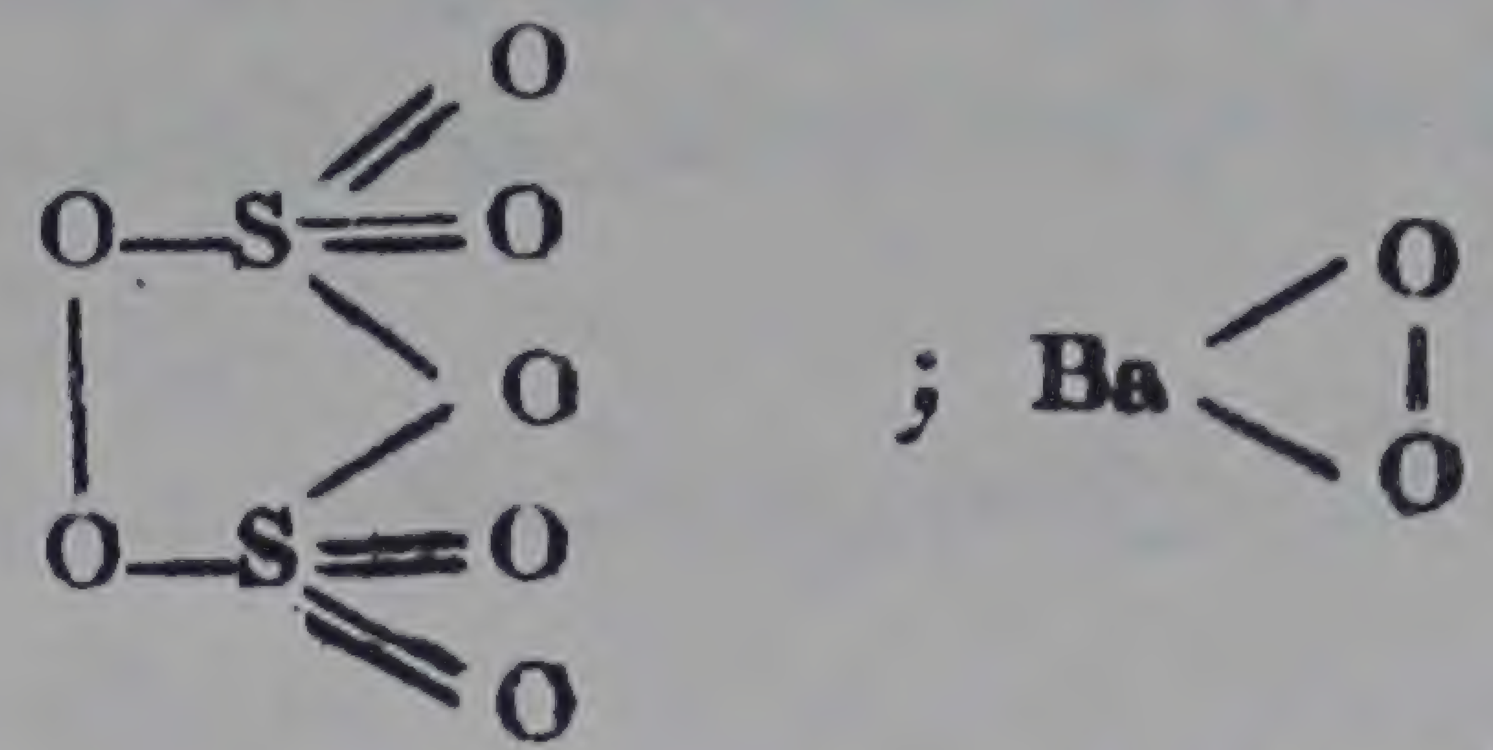
گروہ پنجم میں صنف XCl_5 کے بجائے صنف XCl_3 زیادہ قیام پذیر ہے۔ گروہ ششم میں صنف XCl_6 کا نمائندہ صرف WCl_6 ہی ہے۔ اس گروہ میں صنف XCl_4 زیادہ تر وجود پذیر ہے۔ گروہ ہشتم میں اعلیٰ ترین صنف ٹیٹرا کلورائیڈ ہے۔ اور گروہ اول میں $CuCl_2$ اور $AuCl_3$ صنف XCl سے منحرف ہیں۔ تاہم ایک دوریّت ضرور پائی جاتی ہے۔ پالی فلورائیڈز SF_6 اور OsF_8 کے متناظر کلورائیڈز وجود پذیر نہیں ہیں۔

آکسیجنی گرفت — "آکسیجنی گرفت" کی اصطلاح اُس گرفت کے لیے

استعمال کی جاتی ہے، جس کا اظہار کوئی عنصر اپنے اعلیٰ ترین صنف نما آکسائیڈ میں کرتا ہے - آخر الذکر سے وہ اعلیٰ ترین آکسائیڈ مُراد ہے جس میں آکسیجن کا ہر جوہر صرف دوسرے عنصر کے مرکزی جوہر یا جوہروں سے متحد ہو - مثلاً گروہ سوم میں آکسائیڈز X_2O_3*



صنف نما آکسائیڈز ہیں - یہ پرآکسائیڈز سے، جن میں آکسیجن کا تناسب زیادہ اور آکسیجن کے جوہروں کا خود ایک دوسرے کے ساتھ ارتباط ہوتا ہے، ممتاز ہیں- جیساکہ BaO_2 اور S_2O_7 کے حسبِ ذیل ضابطوں سے ظاہر ہے :-



حسبِ ذیل آکسائیڈز گروہوں کی ترتیب کے لحاظ سے صنف نما ہیں:-

OsO_4 ، Cl_2O_7 ، SO_3 ، P_2O_5 ، SiO_2 ، Al_2O_3 ، MgO ، Na_2O

لہٰذا آکسیجنی گرفت ۱ سے ۸ تک مسلسل بڑھتی ہے -

گروہ	اول	دوم	سوم	چہارم	پنجم	ششم	ہفتم	ہشتم
آکسیجنی گرفت	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	۸

گو فاسفورس سے آگے ادنیٰ تر آکسیجنی گرفت بھی دیکھنے میں آتی ہے -

ان آکسائیڈز کے ہائیڈر آکسیلیشن کی قابلیت کا مقابلہ بھی خالی از منفعت نہ ہوگا -

سوڈیم اور میگنیشیم کے آکسائیڈز، ہائیڈر آکسائیڈز $NaOH$ اور

نوٹ ۴ صفحہ ۶۱۹

$Mg(OH)_2$ پیدا کرتے ہیں۔ لیکن آخرالذکر $NaOH$ سے کم قیام پذیر ہے۔ مدھم سُرخ حرارت پر تحلیل ہوجاتا ہے اور آکسائیڈ اور پانی کے بلا واسطہ امتزاج سے نہیں بن سکتا۔ $Al(OH)_3$، $Mg(OH)_2$ سے زیادہ ناقیام پذیر ہے۔ ہوا میں کھُلا رہنے پر ہی اس میں سے پانی خارج ہوتا ہے۔ ایلومینیٹس بھی زیادہ تر سیٹا نمک ہی ہیں۔ $Si(OH)_4$ غالباً ہلکائے محلول میں وجود پذیر ہوتا ہے اور بعض آرتھوسلیکیٹس بھی جو اس کے متناظر ہیں دریافت ہوئے ہیں۔ تحلیل سے یہ بہ آسانی $SiO(OH)_2$ اور $(SiO_2)_n$ میں تبدیل ہوجاتا ہے۔ $P(OH)_5$ نامعلوم ہے، اور اس کا پہلا نابید $PO(OH)_3$ پانی کو آسانی سے کھوکر $P_2O_3(OH)_4$ اور $P_2O_4(OH)_2$ پیدا کردیتا ہے، جن میں سے آخرالذکر سُرخ حرارت پر بھی قیام پذیر ہے۔ $S(OH)_6$ اور $SO(OH)_4$ دونوں نامعلوم ہیں اور میٹا ترشہ $SO_2(OH)_2$ بھی آسانی سے پانی اور SO_3 میں بٹ جاتا ہے۔

$IO(OH)_5$ کے متناظر نمک موجود ہیں، لیکن لونجنی آکسی ترشے جو X_2O_5 سے مشتق ہیں یک اساسی اور $XO_2 \cdot OH$ کے متناظر ہیں۔

OsO_4 میں ہائیڈر اکسلیشن کی قابلیت نہیں پائی جاتی۔ اس کے آبی محلول کا تعامل تعدیلی ہوتا ہے۔

تم یہ دیکھوگے کہ پانی کے ساتھ ملنے کی قابلیت کے لحاظ سے ان آکسائیڈز میں تدرج پایا جاتا ہے۔ اور اُن عجیب و غریب نمکوں کے سوا جو پر آیوڈیٹس کہلاتے ہیں، ہائیڈر اکسلیشن کی قابلیت $Si(OH)_4$ میں اپنی حدِ اعظم تک پہنچ جاتی ہے، اور پھر ہائیڈروجن کے ساتھ عناصر کی قابلیتِ امتزاج کے مانند پانچویں، چھٹے اور ساتویں گروہ سے ہوتے ہوئے آٹھویں گروہ تک گھٹتی جاتی ہے۔

کُلیّہ ادوارِ عناصر کا عملی استعمال

ایک صحیح طبعی کُلیہ ہونے کی غرض سے کُلیہ ادوارِ عناصر کے لیے لازم ہے کہ وہ نہ صرف موجودہ معلومات کے انضباط بلکہ جدید حقائق کے انکشاف میں بھی آلہ کار

سے نوٹ ۵۔ صفحہ ۶۲۱

بن سکتا ہو - چنانچہ ان دونوں اُمور میں کامیابی کے ساتھ استعمال ہونے ہی کی وجہ سے اس کُلیتے کی سب سے زیادہ تائید ہوتی ہے -

عملی طور پر یہ دو اُمور کے متعلق خصوصیت کے ساتھ استعمال کیا گیا ہے - ایک تو اوزانِ جوہر کی قیمتوں میں تصحیح کے لیے - دوسرے نامعلوم عناصر کے خواص کی تعیین میں - اس کُلیتے سے اوزانِ جوہر کی تصحیح میں دو طرح سے مدد ملی ہے - ایک تو (ا) اُن خفیف سی تصحیحات میں جن سے سلسلے میں کسی عنصر کے مقام پر اثر پڑتا ہے - اور دوسرے (ب) عناصر کے امتزاجی اوزان کے صحیح اضعاف معلوم کرنے میں جب وہ دیگر ذرائع سے وثوق کے ساتھ معلوم نہ ہو سکتے ہوں - (ا) کی مثال کے طور پر اُس تصحیح کا ذکر کیا جا سکتا ہے جو سیزیئم کے وزنِ جوہر کے لیے بنسن کی دریافت کردہ قیمت ۱۲۳ء۴ میں کی گئی - اگر یہ قیمت صحیح تسلیم کرلی جائے تو Cs اور Rb کا فرق ۳۷ء۹۵ ہوتا ہے، حالانکہ یہ رُبیڈیم اور پوٹاسیئم کے باہمی فرق ۴۵ء۳۵ کے لگ بھگ ہونا چاہیے - زیادہ مقدار لے کر جب پھر تخمین کی گئی تو Cs کا وزنِ جوہر ۱۳۲ء۸۱ قرار پایا، جس سے Cs اور Rb کا فرق ۴۷ء۳۶ ہوگیا اور یہ قیمت کُلیہ ادوار عناصر کی مقتضیات کے مطابق ہے -

اوزانِ جوہر کی تعیین میں اس کُلیتے کے استعمال (ب) کی توضیح کے لیے اِنڈیم، بیریلیئم اور یُورینیئم کی مثال بیان کی جا سکتی ہے - انڈیم کا کیمیائی معادل ۳۷ء۸[1] ہے - اگر اس کا آکسائیڈ InO ہو، جیسا پہلے خیال تھا، تو وزنِ جوہر ۷۵ء۶ ہوگا - اس قیمت کی بنا پر یہ دھات آرسینک اور سیلینیئم کے درمیان جگہ پاتی ہے اور یہ اس کے کیمیائی خواص کے منافی ہے - لیکن اگر اس کا آکسائیڈ In_2O_3 ہو تو وزنِ جوہر ۱۱۳ء۴ ہوگا، اور پھر یہ عنصر گروہ سوم میں ایک مماثل دھات تھیلیئم کے ساتھ کیڈمیئم اور قلعی کے درمیان آئیگا - وزنِ جوہر کو تبدیل کرنے کی یہ تجویز لوتھر مائر نے پیش کی تھی اور جب بنسن نے اس دھات کی نوعی حرارت کی قیمت ۰ء۰۵۷ دریافت کی تو یہ تبدیلی جائز ثابت ہوئی - کیونکہ

[1] O = ۱۶

$$In = \frac{٦٤}{٠.٠٥٧} = ١١٢.٣$$

بیریلیئم کا وزنِ معادل ۴.۵۵ ہے ۔ چونکہ اس کا آکسائیڈ اور سلفیٹ ایلومینیئم کے آکسائیڈ اور سلفیٹ کا ہمشکل ہے، لہذا نِلسن[1] اور پیٹرسن[2] نے اس عنصر کا وزنِ جوہر ۱۳.۶۵ قرار دیا ۔ یعنی آکسائیڈ کا ضابطہ Be_2O_3 قرار دیا گیا ۔ اور جب بیریلیئم کی نوعی حرارت ۰.۴۰۷۹ دریافت ہوئی تو اس سے وزنِ جوہر کی اس قیمت کی تصدیق ہو گئی ۔ لیکن اس طرح سے بیریلیئم کو کاربن اور نائٹروجن کے درمیان ایک ایسی جگہ ملتی ہے جو نہایت بعید از امکان ہے ۔ مذکورۂ بالا اُمور کے باوجود مینڈیلیف کا خیال تھا کہ بیریلیئم کے وزنِ جوہر کی صحیح قیمت ۹ ہی ہے اور اُس نے اِسے دھات کو گروہ دوم میں شامل کیا ۔ براؤنر[3] نے اس امر کی طرف توجہ دلائی کہ بیریلیئم کی نوعی حرارت شاید تپش کے ساتھ ساتھ تبدیل ہو جاتی ہوگی، چنانچہ ہمپیج[4] نے یہ معلوم کیا کہ ۴۰۰° اور ۵۰۰° کے مابین یہ قیمت مستقل اور ۰.۶۲ ہو جاتی ہے، جس سے وزنِ جوہر ۹ کے قریب پہنچ جاتا ہے ۔ علاوہ ازیں کارنیلی[5] نے یہ بتایا کہ اس دھات کے کلورائیڈ کا نقطۂ اماعت جو تقریباً ۶۰۰° ہے، ضابطہ $BeCl_3$ کے ساتھ پوری مطابقت نہیں رکھتا، کیونکہ مماثل ترکیب کے کلورائیڈز BCl_3 اور $AlCl_3$ کے نقاطِ اماعت اس قیمت سے بہت پست ہیں ۔ آخر کار نِلسن اور پیٹرسن نے اس کے کلورائیڈ کو تبخیر کر کے اس کا ضابطہ متعین کر لیا، جس سے Be کا وزنِ جوہر ۹.۰۲ تسلیم کیا گیا، اور یہ قیمت کلیۂ ادوارِ عناصر کے ساتھ مطابقت رکھتی ہے ۔

یورینیئم کے وزنِ جوہر کی قیمت ابتدا میں تقریباً ۶۰ یا ۱۲۰ مقرر کی گئی تھی مینڈیلیف نے اس کے متعلق یہ خیال ظاہر کیا کہ ان قیمتوں کی بنا پر یہ دھات دوری جماعت بندی میں موزوں جگہ نہیں پا سکتی ۔ اُس نے یورینیئم کو کرومیئم کا کثیف ترین مثیل سمجھ کر اس کے

---

[1] Nilson
[2] Petterson
[3] Brauner
[4] Humpidge
[5] Carnelley

وزنِ جوہر کے لیے ۲۴۰ کی قیمت کو مرجّح قرار دیا۔ چنانچہ اس کا اعلیٰ ترین آکسائیڈ ترشئی مگر کرومک انہائیڈرائیڈ سے کمزور ہے اور کرومیٹس کے مماثل یورینیٹس پیدا کرتا ہے۔ علاوہ ازیں اس کا اعلیٰ ترین کلورائیڈ طیران پذیری میں $MoCl_4$ کے مشابہ ہے۔ سیمرمن[1] نے یورینیئم کے کلورائیڈ اور برومائیڈ کی بخاری کثافت کی جو قیمتیں دریافت کی ہیں اُن سے وزنِ جوہر کے لیے مینڈلیف کی دریافت کردہ قیمت کی تصدیق ہوتی ہے۔

نامعلوم عناصر کے خواص بیان کرنے میں کُلیہ ادوار عناصر کا استعمال غالباً اس کُلیہ کی قدر و قیمت کا بہترین محک قرار دیا جا سکتا ہے۔ خواص کے متعلق اس قسم کی پیش گوئی کا امکان اس اصول پر مبنی ہے کہ ہر عنصر کے خواص اُس کے جوہری مثیلوں کے خواص کا اوسط ہوتے ہیں۔ کسی عنصر کے جوہری مثیل وہ عناصر ہیں جو سلسلے اور گروہ میں اُس عنصر سے مُتصلاً ماقبل اور مابعد آتے ہیں۔ مثلاً فاسفورس کے مثیل سلسلے میں سلیکان اور گندک اور گروہ میں نائیٹروجن اور آرسینک ہیں۔ اس کا وزنِ جوہر ۳۰٫۹۸ سلیکان اور گندک کے اوزانِ جوہر کے اوسط کے قریب ہے۔ اس کی ہائیڈروجنی گرفت تین ہے۔ سلیکان کی چار اور گندک کی دو ہے۔ کیمیائی خواص کے اعتبار سے فاسفورس، نائیٹروجن اور آرسینک کے بین بین ہے۔ یہ نائیٹروجن سے زیادہ اور آرسینک سے کم مثبت ہے۔ لہٰذا اس کا ہائیڈرائیڈ خفیف سا اساسی ہے۔ اس کا پنٹاکسائیڈ ترشئی ہے لیکن نائیٹروجن کے پنٹاکسائیڈ سے کم ترشئی ہے۔ اس کے کلورائیڈز نائیٹروجن کلورائیڈ سے زیادہ قیام پذیر ہیں لیکن پانی ان کو آرسینک کلورائیڈ کی بہ نسبت زیادہ آسانی سے تحلیل کر دیتا ہے۔

جب مینڈلیف نے دوری جماعت بندی کی تجویز پہلے پہل پیش کی تو اس کے ساتھ ہی اُس نے تین نامعلوم عناصر کے خواص کا خاکہ بھی بیان کر دیا۔ یہ عناصر دریافت ہونے کے بعد جدول کی تین خالی جگہوں کو پُر کرنے والے تھے۔ اب یہ گیلیئم، انڈیئم اور اسکینڈیئم کے نام سے موسوم ہیں۔ مینڈلیف نے اُس زمانے میں ان کے نام

---

[1] Zimmermann

علی الترتیب ایکا[1] ایلومینیئم، ایکا بوران اور ایکا سلیکان تجویز کیے تھے۔ ان عناصر کے خواص کے متعلق جو پیشگوئی کی گئی تھی اگر اُس کا ان کے حقیقی خواص سے مقابلہ کیا جائے تو ضرور دلچسپی کا باعث ہوگا۔

ایکا ایلومینیئم جو سلسلے میں جست کے بعد اور گروہ میں ایلومینیئم اور انڈیم کے مابین آتی ہے ایک دھات ہوگی جس کا وزنِ جوہر ۶۹ ہوگا۔ اس کا نقطۂ اماعت پست ہوگا۔ کثافت ۵٫۹ ہوگی۔ ہوا کا عمل اس پر آسانی سے نہ ہوسکیگا۔ ترشوں اور قلیوں میں یہ دھات حل ہوسکیگی۔ یہ دھات پوٹاسیم پھٹکری پیدا کریگی۔ اس کا آکسائیڈ El_2O_3 اور کلورائیڈ El_2Cl_6 ہوگا۔ گیلیئم دھات کا (جو ۱۸۷۵ء میں دے بوا بادراں[2] نے دریافت کی) وزنِ جوہر ۶۹٫۷۲ ہے۔ یہ ۳۰٫۱۵° پر پگھلتی ہے اور اس کی کثافت ۵٫۹۳ ہے۔ طیران پذیر نہیں ہے اور سُرخ حرارت کے قریب ہوا میں محض سطحی طور پر تکسید ہوتی ہے۔ بلند تپش پر پانی کو تحلیل کرتی ہے اور گرم ہائیڈروکلورک ترشے اور پوٹاسیم ہائیڈر آکسائیڈ میں حل ہوجاتی ہے۔ یہ معین ترکیب کی پھٹکریاں پیدا کرتی ہے۔ اس کا آکسائیڈ Ga_2O_3 اور کلورائیڈ Ga_2Cl_6 یا $GaCl_3$ ہے۔

ایکا بوران کا ایلومینیئم کے ساتھ وہی تعلق ہوگا جو کیلسیئم کا میگنیشیئم کے ساتھ ہے۔ اس کا وزن جوہر ۴۳ اور ۴۶ کے درمیان ہوگا۔ اس کا آکسائیڈ Eb_2O_3 (کثافت ۳٫۵) ترشوں میں حل پذیر ہوگا۔ لیکن Al_2O_3 سے زیادہ اساسی ہونے کی وجہ سے کاوی قلیوں میں حل پذیر نہ ہوگا۔ اس کے نمک بے رنگ ہونگے اور قلیوی قلوی کاربونیٹس اور فاسفیٹس کے ساتھ مل کر سریشی رسوب پیدا کرینگے۔ اس کا سلفیٹ دوہیلے نمک بنا سکیگا جو غالباً پھٹکریوں کے ہمشکل نہ ہونگے۔ اس کا کلورائیڈ $AlCl_3$ سے کم طیران پذیر ہوگا۔

اسکینڈیم میں جو نِلسن نے دریافت کی تھی بعینہٖ یہی خواص پائے جاتے

[1] ایکا کے معنی سنسکرت میں "ایک" ہیں۔

[2] de Boisbaudran

ہیں۔ اس عنصر کا وزنِ جوہر ۱ء۴۵ ہے۔ اس کا آکسائیڈ Sc_2O_3 جس کی کثافت ۸ء۳ ہے طاقتور ترشوں میں حل پذیر اور قلیوں میں ناحل پذیر ہے۔ اس کے نمکوں کے محلول میں سوڈیم ہائیڈر اکسائیڈ کاربونیٹ یا فاسفیٹ ملانے سے سریشی رسوب پیدا ہوتے ہیں۔ اس کا سلفیٹ ایک دوہیلا نمک پیدا کرتا ہے جس کا ضابطہ $3K_2SO_4$، $Sc_2(SO_4)_3$ ہے۔ لیکن یہ نمک پھٹکریوں کے زمرے میں شامل نہیں۔ اس کا کلورائیڈ $ScCl_3$ ہوا میں گرم کرنے پر تحلیل ہوجاتا ہے جس سے ایک اساسی کلورائیڈ اور HCl پیدا ہوتا ہے۔

ایکا سلیکان کا جو سلیکان اور قلعی کے مابین آتی ہے، ٹائٹینیئم کے ساتھ وہی تعلق ہوگا جو جست کا کیلشیئم کے ساتھ ہے۔ اس کا وزنِ جوہر تقریباً ۷۰ ہوگا۔ یہ خاکستری رنگ کی بمشکل پگھلنے والی دھات ہوگی اور سوڈیم یا کاربن کے ذریعہ سے آکسائیڈ کو تحویل کرنے پر حاصل ہوسکیگی۔ ترشوں کا اس پر تقریباً کچھ عمل نہ ہوگا۔ قلیوں سے یہ بہ آسانی متاثر ہوگی۔ اس کا آکسائیڈ EsO_2 ٹائٹینیئم ڈائی آکسائیڈ سے کم اساسی اور سلیکان ڈائی آکسائیڈ سے زیادہ اساسی ہوگا۔ اس کا فلورائیڈ گیسی نہ ہوگا اور M_2EsF_6 صنف کے دوہیلے فلورائیڈز پیدا کریگا جو سلیسی فلورائیڈز کے ہمشکل ہونگے۔ اس کا کلورائیڈ مائع ہوگا جس کا نقطۂ جوش ۱۰۰° کے قریب ہوگا۔ عنصر جرمنیئم کے خواص سے جو ونکلر[1] نے دریافت کیا ہے اس پیش گوئی کی پوری پوری تصدیق ہوتی ہے۔ اس کا وزنِ جوہر ۵ء۷۲ ہے۔ اور یہ دھات آکسائیڈ کو کاربن یا ہائیڈروجن سے تحویل کرنے پر حاصل ہوتی ہے۔ سلیسی فلورائیڈز کے ہمشکل جرمینی فلورائیڈز بھی تیار کیے جاسکتے ہیں۔ کلورائیڈ $GeCl_4$ مائع ہے اور ۸۶° پر جوش کھاتا ہے۔

یہ امور کلیہ ادوارِ عناصر کو آلۂ اکتشاف قرار دینے کے لیے کافی وجہ جواز سمجھے جاسکتے ہیں۔ علمِ ہئیت میں نئے ستیاروں کا اکتشاف جن کے وجود کے متعلق ریاضی کے محسوبات سے پیشگوئی کی گئی ہو ہمیشہ اُن نظریوں کی صحت کا زبردست ثبوت سمجھا

[1] Winkler

جاتا ہے جن پر وہ محسوبات مبنی ہیں۔ اسی طرح سے کُلیۂ ادوارِ عناصر کی صورت میں بھی بعینہٖ یہی نتیجہ نکالا جاسکتا ہے۔

دَوری جماعت بندی پر اعتراضات

ٹیلیوریم کے وزنِ جوہر کی جدید ترین تخمینات سے اس بات کی تصدیق ہوتی ہے کہ یہ عنصر سلسلے میں آیوڈین سے پہلے نہیں آتا بلکہ اُس کے بعد آتا ہے۔ عنصر آرگان بھی اپنے وزنِ جوہر کی بنا پر پوٹاسیم اور کیلسیئم کے درمیان جگہ پاتا ہے اور نکل اور کوبالٹ کے اوزانِ جوہر بھی اُس ترتیب کے برعکس ہیں جو خواص کے اعتبار سے ان عنصروں کی ہونی چاہیے۔ اب اس بات کی توقع نہیں ہے کہ مذکورۂ بالا عناصر کے اوزانِ جوہر کی ان مسلّمہ قیمتوں میں زیادہ تبدیلی واقع ہو۔ لہٰذا یہ بے قاعدگی کلّیہ ادوار عناصر پر ایک سنگین اعتراض تصور کی جاسکتی ہے۔ لیکن جیسا آگے چل کر معلوم ہوگا اوزانِ جوہر کے بجائے جوہری اعداد عناصر کی ترتیب کا حقیقی محک متصور ہونے چاہئیں اور جوہری اعداد تمام صورتوں میں اُس ترتیب کے مطابق ہیں جو کیمیائی خواص کے اعتبار سے ہونی چاہیے۔ علاوہ ازیں اب یہ دقّت اس اکتشاف سے پورے طور پر رفع ہو چکی ہے کہ عناصر کے اوزانِ جوہر کی قیمت میں جو کسریں آتی ہیں وہ دو یا دو سے زیادہ ہمجاؤں[ح] کی آمیزش سے حاصل شدہ اوسط قیمت کی تعبیر کرتی ہیں۔ خود اِن ہمجاؤں کے اوزانِ جوہر مختلف صحیح اعداد سے تعبیر ہوتے ہیں اور کیمیائی ذرائع سے یہ ہمجا ایک دوسرے سے جُدا نہیں کیے جاسکتے۔

ایک اور اعتراض یہ ہے کہ ان چھوٹی چھوٹی بے قاعدگیوں کے علاوہ اوزانِ جوہر کے لحاظ سے عناصر کی ترتیب بعض اوقات اُس ترتیب کے منافی ہوتی ہے۔ جو ان کو خواص کے اعتبار سے تقسیم کرنے پر ہونی چاہیے۔ مثلاً تانبے، چاندی اور سونے کا ذیلی گروہ قلوی دھاتوں کے ساتھ مشکل ہی کسی مشابہت کا اظہار کرتا ہے۔ اور

ح۔ دیکھو صفحہ ۵۷۶

چاندی تک کی صورت میں بھی جو قلوی دھاتوں کی صنف کے مرکبات پیدا کر سکتی ہے نہ صرف دھاتوں بلکہ اُن کے مرکبات میں بھی بہت اختلاف پایا جاتا ہے۔ مثلاً Ag_2O اور Li_2O نیز $AgCl$ اور $NaCl$ کے خواص میں بہت کچھ فرق ہے۔ بہرکیف گروہ اول و ہفتم کی صورت میں کُلیہ ادوار عناصر کا اقتضا یہ ہے کہ ذیلی گروہوں میں بیش از بیش غیر مطابقت پائی جائے۔ تانبا، چاندی اور سونا خواص میں اپنے گروہ ہشتم کے پڑوسیوں نکل، پیلیڈیم اور پلاٹینم کے قریب پہنچتے ہیں، چنانچہ بعض اوقات یہ خیال کیا جاتا ہے کہ اُن کی مناسب جگہ اس گروہ میں ہے۔ تاہم تانبے کے ذیلی گروہ میں مرکبات کے اصناف کا یکساں نہ ہونا ایک ایسا امر ہے جسے خلاف قاعدہ ہی کہنا چاہیے۔ سونے کے تگرفتا ہونے سے جو ایک نہایت ناقابل توجیہ امر ہے، سلسلۂ ذیل کا ایک کلورائیڈ پیدا ہوتا ہے:-

$$TlCl \text{ ، } HgCl_2 \text{ ، } AuCl_3 \text{ ، } PtCl_4$$

دوگرفتا لوہے اور مینگنیز کے مرکبات کئی امور میں گروہ دوم کی دھاتوں بالخصوص میگنیشیئم کے مشابہ ہیں۔ علیٰ ہذا القیاس تگرفتا لوہا، مینگنیز اور کرومیئم، ایلومینیئم اور گروہ سوم کی دوسری دھاتوں کے مشابہ ہیں۔ چھگرفتا مینگنیز اور لوہا، مینگنیٹس اور فیریٹس میں گندک کے گروہ سے ملتے جلتے ہیں۔ اب ظاہر ہے کہ کوئی عنصر مثلاً لوہا ایک سے زیادہ گروہوں میں شامل نہیں کیا جا سکتا۔ لیکن یہ مشکل بڑی حد تک اس بات سے رفع ہو سکتی ہے کہ عام طور پر کسی گروہ کی صنف کا بہترین اظہار اعلیٰ ترین گرفت کے مرکبات سے ہوتا ہے۔ مثلاً گروہ ہفتم میں پرمینگنیٹس کی بنا پر مینگنیز لونجوں کے ساتھ شریک ہو جاتا ہے۔ جب کوئی عنصر متعدد گرفتوں کا اظہار کرتا ہو جیسا کہ مذکورۂ بالا دھاتوں کی صورت میں بیان کیا گیا، تو اس بات کی توقع ہو سکتی ہے کہ ان گرفتوں کے مطابق مختلف اصناف کے مرکبات کے خواص اُسی صنف کے دوسرے مرکبات کے خواص کے مانند ہونگے۔

بعض صورتوں میں ایسے عناصر جن میں کیمیائی مشابہت پائی جاتی ہے دوری جماعت بندی کی بنا پر مختلف گروہوں میں شامل ہوتے ہیں۔ اس اعتراض میں بھی

کچھ نہ کچھ وزن ضرور ہے۔ مثال کے طور پر Cu اور Hg ' Ba اور Pb یا Ag اور Tl کا نام لیا جاسکتا ہے۔ دھاتوں کی ان تین جوڑیوں کا باہمی علاقہ ان کے بعض نمکوں کی ہمشکلی اور حل پذیری سے ظاہر ہے۔ لیکن یہ امر بحث طلب ہے کہ آیا اُن کا اختلاف اُن کی مشابہت سے زیادہ تو نہیں۔ طبیعی خواص کے لحاظ سے تانبے اور پارے میں بہت فرق ہے۔ تانبے کا نقطۂ اماعت بلند ہے اور پارا دھاتوں کے ایک ایسے ذیلی گروہ کا آخری رُکن ہے جن کے نقاطِ اماعت اور نقاطِ جوش وزنِ جوہر کے بڑھنے سے گھٹتے جاتے ہیں۔ کیوپرک کلورائیڈ اور مرکیورک کلورائیڈ، نیز کیوپرک سلفیٹ اور مرکیورک سلفیٹ میں بھی محض خفیف مشابہت پائی جاتی ہے جیساکہ پانی کے ساتھ ان مرکبات کے سلوک سے ظاہر ہے۔ کیوپرس اور مرکیورس کلورائیڈز تک میں بھی اتنی زیادہ مشابہت نہیں پائی جاتی جو بادی النظر میں معلوم ہوتی ہے۔ اور کیوپرس اور مرکیورس آکسائیڈز اور سلفیٹس میں تو قیام پذیری کے اعتبار سے بہت زیادہ فرق ہے۔ سیسے اور Ba کا بھی یہی حال ہے۔ سیسے کا صنف نما آکسائیڈ PbO_2 کسی طور پر BaO_2 کے مماثل نہیں ہے۔ بلکہ PbO بھی خفیف ترشئی خواص کا اظہار کرتا ہے اور یہ بات BaO میں قطعاً موجود نہیں۔ ان دونوں دھاتوں میں بھی بہت فرق ہے۔ چاندی اور تھیلیئم کے متعلق یہ کہا جاسکتا ہے کہ آکسائیڈ Tl_2O_3 گو ناقیام پذیر ہے لیکن اس میں اپنے گروہ کے صنف نما خواص پائے جاتے ہیں۔ اور اگر آکسائیڈ Tl_2O اور کلورائیڈ TlCl اسی صنف کے دوسرے مرکبات سے ملتے جلتے ہیں تو اس میں کوئی تعجب کی بات نہیں۔ بہرکیف قلوی دھاتوں اور سیسے کے ساتھ تھیلیئم کا کیمیائی تعلق اُتنا ہی قریبی ہے جتنا چاندی کے ساتھ ہے۔

موجودہ دوری جدول میں نادر ارضی دھاتوں کے مقام کا تعین بھی ایک مشکل امر ہے۔ اسکینڈیم، اٹریئم اور لینتھینئم تو گروہ سوم میں ٹھیک جگہ پر موجود ہیں، لیکن باقی ماندہ چودہ عناصر بگر فتار ہیں اور اس وجہ سے بعد میں آنے والے گروہوں میں بالتسلسل شامل نہیں کیے جاسکتے۔ گو ان میں سے پہلا عنصر سیریم اپنے ڈائی آکسائیڈ میں چوگرفتا ہے۔ جوہری اعداد کے اعتبار سے ان عناصر کی ترتیب یہ ہے۔

سیریئم (۵۸) - پرسیوڈیمیئم (۵۹) - نیوڈیمیئم (۶۰) - الینیئم (۶۱) - سیمیریئم (۶۲) - یوروپیئم (۶۳) - گیڈولینیئم (۶۴) - ٹربیئم (۶۵) - ڈسپروسیئم (۶۶) - ہالمیئم (۶۷) - اربیئم (۶۸) - تھولیئم (۶۹) - اٹربیئم (۷۰) - لیوٹیسیئم (۷۱) - یہ چودہ نادر ارضی عناصر لینتھینئم اور نئے دریافت شدہ عنصر ہیفنیئم کے مابین آتے ہیں، جن میں سے اول الذکر گروہ سوم میں واقع ہے اور ثانی الذکر گروہ چہارم میں زرکونیئم کا مثیل ہے۔ ان کے وجود سے بتیس عنصروں کا ایک طویل دَور بن جاتا ہے اور ان کے بعد وہ عناصر آتے ہیں جن کی ابتدا ٹنگسٹن سے ہوتی ہے اور جن سے یہ طویل دَور حسبِ معمول تکمیل تک پہنچتا ہے۔

گروہ ہیلیئم کی غیر عامل گیسوں کا مقام

گروہ ہیلیئم کی گیسیں جن میں ہیلیئم (۴٫۰۰)، نیان (۲۰٫۱۸)، آرگان (۳۹٫۹۴)، کرپٹان (۸۲٫۹) اور زینان (۱۳۰٫۲) شامل ہیں، سب اِک جوہرے عناصر ہیں جن میں کیمیائی عاملیت بالکل نہیں پائی جاتی۔ یہ گیسیں بے گرفت عنصروں کا ایک گروہ ہیں اور دَوری جدول میں ان کے مقام کا تعین ضروری ہے۔ جب ان گیسوں کا انکشاف ہوا تو بعض لوگوں کا یہ خیال تھا کہ دَوری جدول میں ان کے لیے جگہ نہیں نکل سکیگی، بالخصوص اس وجہ سے کہ آرگان اپنے وزنِ جوہر کے اقتضا کے مطابق پوٹاسیئم اور کیلسیئم کے درمیان داخل نہیں کی جاسکتی۔

اس کے برخلاف اِن عناصر کے دریافت ہونے سے بھی پہلے فلاوِٹسکی[1] اور ٹامسن نے یہ خیال ظاہر کیا تھا کہ عناصر کا ایک اَور گروہ بھی غالباً وجود پذیر ہے، جس کی برقی کیمیائی سیرت $\pm\infty$ اور گرفت ۸ یا صفر ہے۔ اگر عناصر سطحِ مستوی کے بجائے اُستوانہ نما سطح پر دوری نظام کے لحاظ سے مرتب کیے جائیں تو H اور Li، F اور Na، Cl اور K، Br اور Rb، I اور Cs ایک دوسرے کے متصل آتے ہیں۔

---

[1] Flawitsky

یعنی ہر صورت میں ایک بے حد برقی منفی عنصر کے بعد ہی ایک بے حد برقی مثبت عنصر آتا ہے۔ اب ادوار طویل میں گروہ ہشتم کے ارکان گروہ ہفتم الف اور گروہ اول ب کے درمیان تبدیلی مروری عناصر کا کام دیتے ہیں۔ اور گروہ زیادہ سے زیادہ آٹھ تک گرفت کا اظہار کرتے ہیں، تاہم قدرتی طور پر اُن کا آزادانہ وقوع، کیمیائی امتزاج میں اُن کی مزاحمت اور اُن کے مرکبات کی غیر عاملیت سے یہ مترشح ہوتا ہے کہ وہ گروہ ہیلیئم کے بے گرفت عناصر سے کچھ نہ کچھ مشابہت ضرور رکھتے ہیں۔ لہٰذا یہ تجویز بعید از معقولیت نہ ہوگی کہ آخر الذکر عناصر مندکرۂ بالا عناصر کی جوڑیوں کے درمیان داخل کیے جائیں تاکہ ادھاتی سے دھاتی خواص کی انتہائی تبدیلی میں کچھ اعتدال پیدا ہو جائے۔

اس طرح ہر صورت میں انتہائی برقی منفی خواص سے انتہائی برقی مثبت خواص میں تبدیلی، ایک ایسے عنصر کے توسط سے ہوگی جو کیمیائی طور پر بے رغبت ہے اور جس میں کچھ بھی گرفت نہیں پائی جاتی۔ گرفت کے برقیائی نظریے کی رُو سے اس قسم کے عنصر کے وجود کی توجیہ اس مفروضے کی بنا پر کی جاتی ہے کہ جوہر کے بیرونی خول یا غلاف میں آٹھ برقیے موجود ہوتے ہیں جو نظام کو قیام پذیر بنا دیتے ہیں اور اس وجہ سے جوہر میں برقیوں کے نقصان یا اضافے کا رُجحان نہیں پایا جاتا، اور وہ کیمیائی امتزاج میں حصہ نہیں لے سکتا۔

یہ سچ ہے کہ گروہ ہیلیئم کے عناصر کے ادخال سے ہشتوں کا کُلیہ قائم نہیں رہ سکتا، لیکن نقشہ ذیل سے ظاہر ہوگا کہ اس طرح یہ پانچ عنصر دوری جدول میں مناسب مقامات پہ جگہ پا لیتے ہیں۔

H ۱٫۰۰۸	He ۴٫۰۰	Li ۶٫۹۴
F ۱۹٫۰	Ne ۲۰٫۱۸	Na ۲۳٫۰۰
Cl ۳۵٫۴۶	A ۳۹٫۹۴	K ۳۹٫۱۰
Br ۷۹٫۹۲	Kr ۸۲٫۹	Rb ۸۵٫۴
I ۱۲۶٫۹۳	Xe ۱۳۰٫۲	Cs ۱۳۲٫۸

اس کی مزید تصدیق آرگان، کرپٹان اور زینان کے جوہری حجم کی قیمت سے ہوتی ہے، جو مائع حالت میں تقریباً ۳۵ کے برابر ہے۔ اس قیمت کے لحاظ سے یہ عناصر لوتھر مائر[1] کے جوہری حجموں کے منحنی پر منحنی کی نوعیت میں تبدیلی پیدا کرنے کے بغیر جگہ پا لیتے ہیں اور اس طرح وہ دوری نظام میں مستقل طور پر شامل ہوجاتے ہیں۔

---

۱ Lothar Meyer

تیسرا باب

آکسائیڈز، ہائیڈر اکسائیڈز اور متعلقہ مرکبات

آکسائیڈز یعنی آکسیجن اور دوسرے عناصر کے ثنائی مرکبات، فلورین، برومین اور غیر عامل گیسوں کے سوا اور تمام عنصروں کی صورت میں وجود پذیر ہیں۔ تاہم ہائپو برومس اور برومک ترشوں کے وجود سے یہ فرض کیا جاسکتا ہے کہ ان کے نابیدوں Br_2O اور Br_2O_5 کے وجود کا کم سے کم امکان ضرور ہے۔

آکسائیڈز کی عمومیت اور اساسی اور ترشئی ہائیڈر اکسائیڈز کے ساتھ اُن کے سادہ رشتے کی وجہ سے کسی گروہ کے آکسائیڈز کی خصوصیات کا مطالعہ مقابلے کی غرض سے بہت کچھ سُود مند ہوتا ہے۔

دَوری جماعت بندی میں کسی گروہ کا صنف نُما آکسائیڈ وہ اعلیٰ ترین آکسائیڈ ہے جو اساسی یا ترشئی خاصیت کا اظہار کرتا ہے۔ مثلاً گروہ دوم میں آکسائیڈز MO جو MX_2 نمکوں کے متناظر ہیں، اور گروہ ششم میں آکسائیڈز MO_3 جو H_2MO_4 ترشوں کے متناظر ہیں صنف نما آکسائیڈز سمجھے جاتے ہیں۔ اعلیٰ تر آکسائیڈز مثلاً گروہ دوم میں MO_2 اور گروہ ششم میں M_2O_7 پر آکسائیڈز ہیں۔

آکسائیڈز چار بڑی جماعتوں میں تقسیم کیے گئے ہیں: —

اساسی، تُرشئی، تعدیلی اور پر آکسائیڈز۔

اساسی آکسائیڈز کی سیرت کا فرق اُس دھات کی برقی ثبتیت کے درجے کے اعتبار سے ہوتا ہے جس سے وہ مشتق ہوں۔ سب سے زیادہ برقی ثبت عناصر مثلاً قلوی دھاتوں کے آکسائیڈز بہت قیام پذیر ہوتے ہیں اور برقی قوہ کے سلسلے کے مطابق برقی منفی دھاتوں مثلاً پارے، چاندی اور سونے کے آکسائیڈز نا قیام پذیر ہوتے ہیں اور حرارت سے دھات اور آکسیجن میں بہ آسانی تحلیل ہوجاتے ہیں۔ بالکل کیمیائی نوعیت کے اختلافات جو جماعت بندی کے لحاظ سے زیادہ اہمیت رکھتے ہیں، ہائیڈر اکسائیڈز کی پیدائش اور خواص کے انداز سے ظاہر ہوتے ہیں جیسا کہ آگے چل کر معلوم ہوگا۔

تُرشئی آکسائیڈز ادھاتی عناصر سے بنتے ہیں اور اُن کے ہائیڈر اکسائیڈز ترشے ہیں۔ لیکن یہ ٹھیک سمجھ لینا چاہیے کہ اساسی اور تُرشئی کی اصطلاحیں بالکل اضافی ہیں۔ آکسائیڈز اور ہائیڈر اکسائیڈز کی ایک جماعت ایسی بھی ہے جس میں یہ دونوں خاصیتیں پائی جاتی ہیں۔ یہ اُن عناصر کے آکسائیڈز ہیں جن کی کیمیائی خاصیت کامل طور پر معیّن نہیں ہوتی اور جو کسی سلسلے یا گروہ میں اساس زا اور تُرشہ زا عناصر کے مابین مروری مقامات پر واقع ہوتے ہیں۔ بطور مثال ایلومینیم کے ہائیڈر اکسائیڈ کا ذکر کیا جاسکتا ہے جو کاوی قلیوں میں حل پذیر ہے اور اُن کے ساتھ ترشوں کا سا طریقِ عمل اختیار کرتا ہے :-

$$Al(OH)_3 + NaOH = NaAlO_2 + 2H_2O.$$

لیکن طاقتور تُرشوں کے ساتھ اس کا طریقِ عمل اساسوں کا سا ہے۔ چنانچہ

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3HOH.$$

ایلومینیٹ جیسے نمک آسانی سے آب پاشیدہ ہوتے ہیں۔ چنانچہ ایلومینک (Aluminic) تُرشہ بھی سلیسک ترشے کی طرح قیام پذیر ایمونیم نمک پیدا نہیں کرتا۔ لہٰذا اگر ایلومینیم ہائیڈر اکسائیڈ کو قلی میں حل کرکے ایمونیم کلورائیڈ ملایا جائے تو اول الذکر کا رسوب پیدا ہوتا ہے۔ زنک ہائیڈر اکسائیڈ اور کرومک ہائیڈر اکسائیڈ

سرد قلیوں میں حل ہوتے ہیں گو جوش دینے پران کا رسوب پھر پیدا ہوتا ہے - لیکن یہاں نمکوں کی پیدائش کسی قدر مشتبہ ہے، کیونکہ ہائیڈر آکسائیڈز لسونتی حالت بھی اختیار کرسکتے ہیں - تاہم آخرالذکر صورت میں کرومائیٹس کا وجود متعین ہوچکا ہے جس سے کرومیئم سسکوئی آکسائیڈ کی ترشئی خاصیت کی تصدیق ہوتی ہے -

تعدیلی آکسائیڈز، اساسی یا ترشئی ہائیڈر آکسائیڈز پیدا نہیں کرتے اور نہ ہی آکسیجن کے نقصان سے اس قسم کے آکسائیڈز میں تبدیل ہوتے ہیں - پانی، کاربن مانا کسائیڈ، نائیٹرس اور نائیٹرک آکسائیڈز تعدیلی آکسائیڈز کی مثالیں ہیں - لیکن کاربن مانا کسائیڈ اور نائیٹرس آکسائیڈ علی الترتیب فارمک اور ہائیپو نائیٹرس ترشوں سے پانی کے نقصان پر بن سکتے ہیں، لہذا وہ گو پانی کے ساتھ مل کر یہ ترشے پیدا نہیں کرتے پھر بھی ان ترشوں کے ساتھ اُن کا رشتہ ایسا ہے کہ محدود تر مفہوم کے اعتبار سے وہ تعدیلی آکسائیڈز متصور نہیں ہوسکتے -

لیکن Ag_4O اور Pb_2O جیسے سب آکسائیڈز اس جماعت میں شامل کیے جاسکتے ہیں - گوٹٹرا کسائیڈز RuO_4 اور OsO_4 کی صورت میں شائد یہ ممکن نہ ہو، کیونکہ یہ ٹٹرا کسائیڈز گو پانی میں تعدیلی محلول پیدا کرتے ہیں تاہم قلیوں کے ساتھ مل کر یہ ناقیام پذیر مرکبات بھی بناتے ہیں[ہ] - آخرالذکر آکسائیڈز ترشئی اور اساسی پرآکسائیڈز بھی تصور کیے جاسکتے ہیں، کیونکہ آکسیجن کے نقصان سے وہ ترشئی اور اساسی آکسائیڈز پیدا کرتے ہیں -

پرآکسائیڈ بالکل صحیح معنی میں وہ آکسائیڈ ہے جس میں کسی عنصر کی ایک خاص مقدار کے ساتھ آکسیجن کی اُس سے زاید مقدار ملی ہوئی ہو، جو کلیہ ادوار کے لحاظ سے اُس عنصر کے اعلیٰ ترین صنف نما آکسائیڈ میں موجود ہوتی ہے - لہذا پرآکسائیڈز اساسی بھی ہوسکتے ہیں اور ترشئی بھی - اس تعریف میں اُن تعاملات کا لحاظ نہیں رکھا گیا جن میں کوئی آکسائیڈ حصہ لے سکتا ہے - مثلاً مینگنیز اور لیڈ ڈائی آکسائیڈز اور بسمتھ پنٹا کسائیڈ اس تعریف کے رُو سے پرآکسائیڈز نہیں ہیں،

ہ Tschugaev, Compt. rend. (1918), 167 162

کیونکہ اُن میں آکسیجن کا تناسب صنف نما آکسائیڈز سے جو PbO_2 ، Mn_2O_7 اور Bi_2O_5 ہیں زیادہ نہیں ہے۔ لیکن Na_2O_2 ، K_2O_4 ، BaO_2 اور S_2O_7 سب حقیقی پر آکسائیڈز ہیں۔ تاہم اول الذکر آکسائیڈز پر جب ترشوں کا عمل ہوتا ہے تو علی الترتیب آکسائیڈز PbOMnO اور Bi_2O_2 کے نمک بنتے ہیں۔ لہذا ان سے اور نمک بنانے والے دوسرے آکسائیڈز سے اعلیٰ تر آکسائیڈز اکثر اساسی پر آکسائیڈز تصور کیے جاتے ہیں۔

یہاں اساسی پر آکسائیڈز کے بعض ایسے تعاملات درج کیے جاتے ہیں جو اُن کے لیے مخصوص ہیں:

$$\left\{\begin{array}{l} Na_2O_2+2H_2O=2NaOH+H_2O_2 \\ 2Na_2O_2+2H_2O=4NaOH+O_2 \end{array}\right.$$

$$2MnO_2+2H_2SO_4=2MnSO_4+2H_2O+O_2$$

$$MnO_2+4HCl=MnCl_2+2H_2O+Cl_2$$

$$Bi_2O_5+10HCl=2BiCl_3+5H_2O+Cl_2.$$

ہائیڈروکلورک ترشے کے ساتھ جو تعامل ہوتا ہے وہ پر آکسائیڈز کا خاص الخاص تعامل ہے۔ پر آکسائیڈ میں اُس آکسائیڈ سے جس کا متناظر نمک بنتا ہے، آکسیجن کی جس قدر مقدار زیادہ ہوتی ہے، اُسی کے معادل کلورین خارج ہوتی ہے۔ بعض اوقات یہ فرض کیا جا سکتا ہے کہ پہلے پر آکسائیڈ کا معادل پر کلورائیڈ بنتا ہے اور پھر اس میں سے کلورین خارج ہوتی ہے۔ یہ مفروضہ صرف اُسی صورت میں جائز ہو سکتا ہے جب کہ اعلیٰ تر کلورائیڈ کے وجود کا درحقیقت علم ہو۔

پر آکسائیڈز کا ایک اَور عام تعامل یہ ہے کہ ادنیٰ ترشئی آکسائیڈز کے ساتھ براہِ راست مل کر وہ حقیقی اساسی آکسائیڈز کے متناظر نمک پیدا کر دیتے ہیں۔ مثلاً سوڈیم ڈائی آکسائیڈ جب سلفر ڈائی آکسائیڈ میں تھوڑا سا گرم کیا جاتا ہے تو جل اُٹھتا اور سوڈیم سلفیٹ پیدا کر دیتا ہے:—

$$Na_2O_2+SO_2=Na_2SO_4$$

لیڈ ڈائی آکسائیڈ بھی یہی طریقِ عمل اختیار کرتا ہے:—

$$PbO_2+SO_2=PbSO_4$$

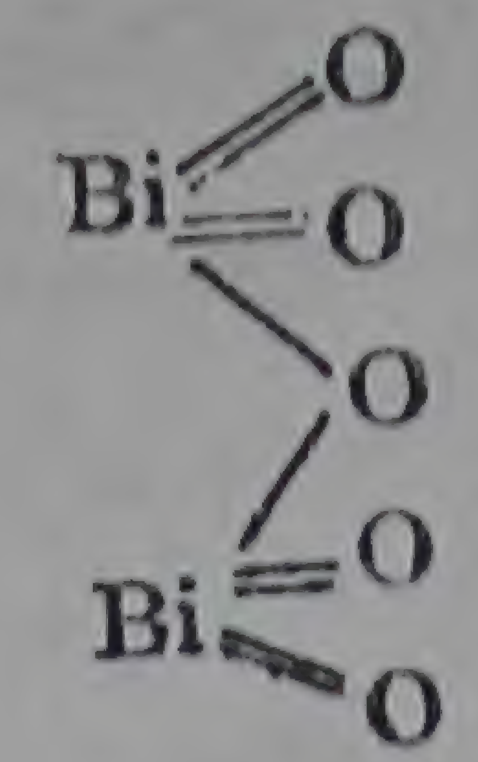
ان تعاملات میں پر آکسائیڈز تکسیدی عامل کا کام دیتے ہیں۔ لیکن محض یہ خاصیت کسی آکسائیڈ کو پر آکسائیڈ قرار دینے کے لیے کافی نہیں، کیونکہ Ag_2O جیسے بعض ناقیام پذیر آکسائیڈز بھی پر آکسائیڈ نہ ہونے کے باوجود تکسیدی عامل ہیں۔

ترشئی پر آکسائیڈز کے خواص بادی النظر میں پیچیدہ معلوم ہوتے ہیں لیکن حقیقت میں ایسا نہیں ہے۔ حقیقی ترشئی پر اکسائیڈ وہ ہے جس میں پر کرومک یا پر سلفیورک ترشے کے نابیدگی طرح آکسیجن کا تناسب گروہ کے اعلیٰ ترین صنف نما آکسائیڈ سے زیادہ ہو، اور اس لیے پانی کی موجودگی میں آکسیجن کے نقصان سے صنف نما ترشہ بن جاتا ہو۔ مثلاً پر سلفیورک انہائیڈرائیڈ کو پانی آسانی سے یوں تحلیل کرتا ہے:-

$$2S_2O_7+4H_2O=4H_2SO_4+O_2$$

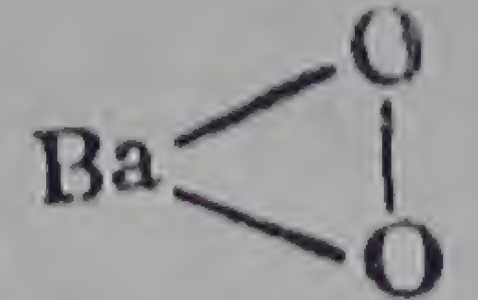
پر مینگنیک انہائیڈرائیڈ، Mn_2O_7 بھی ادنیٰ تر آکسائیڈ اور آکسیجن پیدا کرتا ہے، گو اُتنی آسانی سے نہیں جو S_2O_7 کی صورت میں ہوتی ہے۔ لیکن یہ کوئی حقیقی ترشئی پر آکسائیڈ نہیں ہے، کیونکہ یہ گروہ سوم کا صنف نما آکسائیڈ ہے اور اس میں ترشئی آکسائیڈز کے معمولی خواص پائے جاتے ہیں۔ نیز جیسا کہ آگے چل کر معلوم ہوگا اس کی ساخت S_2O_7 سے در اصل مختلف ہے۔ جیسا کہ اُوپر بتایا جا چکا ہے یہ اساسی پر آکسائیڈ متصور ہو سکتا ہے۔

مینڈیلیف نے ساخت کی بناء پر پر آکسائیڈز کی جماعت بندی کا ایک طریقہ تجویز کیا ہے جو آکسیجن سے ملنے والے عنصر کی گرفت پر منحصر ہے۔ اساسی آکسائیڈ کے لیے آکسیجن کے جتنے جوہر درکار ہوتے ہیں اُس سے زائد جوہر یا جواہر یا تو دھاتی جوہر کے ساتھ دو دو بندوں کے ذریعے سے مربوط ہو سکتے ہیں اور یا دھات اور آکسیجن کے ساتھ ایک ایک بند کے ذریعے سے مربوط ہو کر زنجیرہ پیدا کر سکتے ہیں جس سے اساسی آکسائیڈ میں دھات کی گرفت غیر متغیر رہتی ہے۔ سیسے اور مینگینیز کے ڈائی آکسائیڈز اور بسمتھ کا پنٹا کسائیڈ پہلی قسم سے تعلق رکھتا ہے۔ یہ سب پالی آکسائیڈز کہلاتے ہیں۔

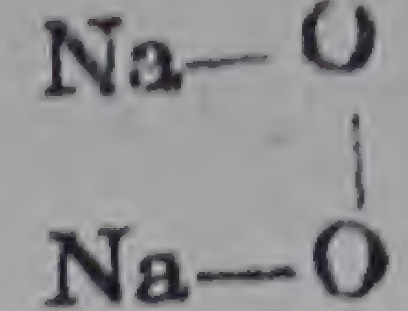


،O=Mn=O ،O=Pb=O

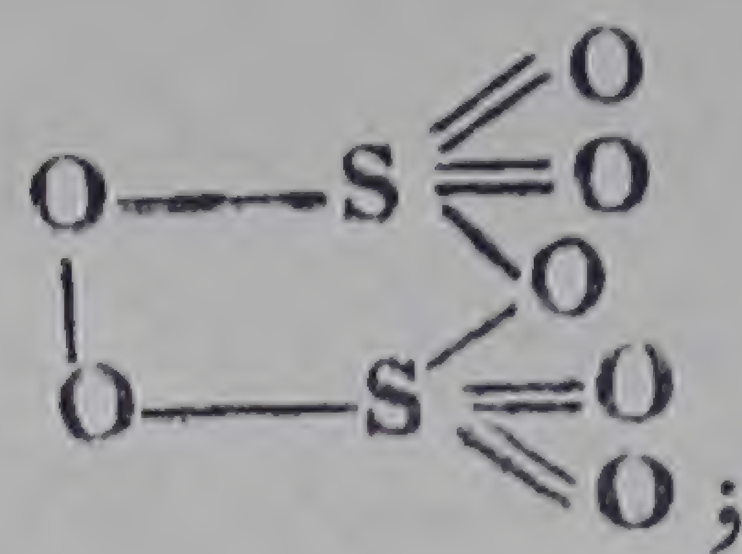
اگر وہ اول الف اور گروہ دوم الف و ب کے پر آکسائیڈز دوسری قسم میں شامل ہیں - یہ سُوپر آکسائیڈز کہلاتے ہیں - ان کے ضابطے یہ ہیں :-



،

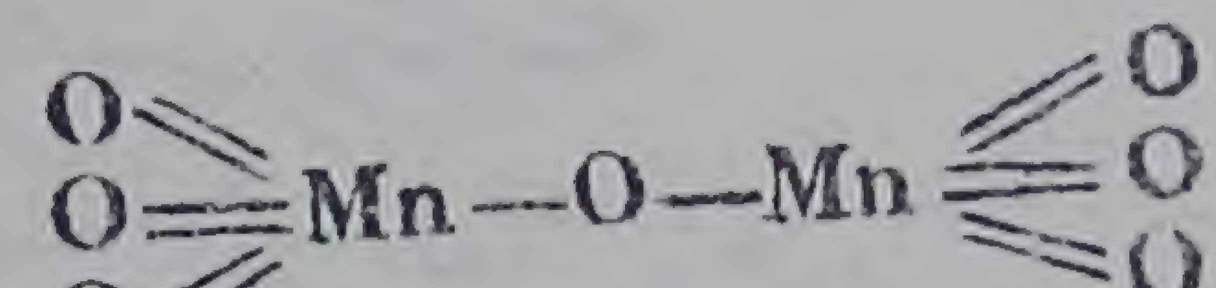


مینڈلیف نے سلفر ہیپٹاکسائیڈ کو بھی سوپر آکسائیڈ ہی قرار دیا ہے -



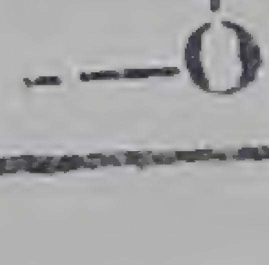
؛

لیکن مینگنیز ہیپٹاکسائیڈ پالی آکسائیڈ ہے :-



کیونکہ اس میں آکسیجن کا زنجیرہ موجود نہیں -

تم یہ دیکھو گے کہ حقیقی اساسی اور ترشئی پر آکسائیڈز سب سُوپر آکسائیڈز ہیں اور وہ طبعی ترشئی آکسائیڈز جو تکسیدی عامل کا سا سلوک کرتے ہیں پالی آکسائیڈز ہیں -

پانی یا ہلکائے ترشے کی وافر مقدار کے ساتھ ان دو قسموں کا جو سلوک ہوتا ہے اس سے بھی ان میں تمیز کی جا سکتی ہے - سوپر آکسائیڈ کی جس میں گروہ  موجود

ہوتا ہے خصوصیت یہ ہے کہ وہ اس صورت میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ پیدا کرتا ہے ۔مثلاً

$$\begin{matrix} Na-O \\ | \\ Na-O \end{matrix} + 2HCl = 2NaCl + \begin{matrix} H-O \\ | \\ H-O \end{matrix}.$$

لیکن لیڈ ڈائی آکسائیڈ یا مینگنیز ڈائی آکسائیڈ جیسے پالی آکسائیڈز پر بالعموم ہلکائے ترشوں کا عمل نہیں ہوتا ۔ طاقتور سلفیورک اور ہائیڈروکلورک ترشے کے ساتھ تعامل کی صورت میں آکسیجن یا کلورین خارج ہوتی ہے ۔ گو سوپر آکسائیڈ کی صورت میں بھی طاقتور ترشے کا بالکل یہی عمل ہوتا ہے ۔

لیکن آکسیجن یا کلورین کے اخراج کا انداز غالباً ان دو صورتوں میں مختلف ہے ۔

پالی آکسائیڈ مثلاً MnO_2 کی صورت میں طاقتور H_2SO_4 یا HCl کے ساتھ حسب ذیل تعاملات واقع ہوتے ہیں :—

$$2O=Mn=O + 2H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 2H_2O + O_2$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 2O=Mn=O + 8HCl = 2MnCl_3 + Cl_2 + 4H_2O \\ \quad 2MnCl_3 = 2MnCl_2 + Cl \end{array} \right.$$

یا

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O.$$

اور سوپر آکسائیڈ کی صورت میں تعامل یوں ہوتا ہے :—

$$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2 \quad ، \quad 2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$$

$$BaO_2 + 2HCl = BaCl_2 + H_2O_2 \quad \left\{ \begin{array}{l} H_2O_2 = H_2O + O \\ 2HCl + O = H_2O + Cl_2 \end{array} \right.$$

لہذا ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کی تیاری کے مروجہ قاعدے تپش اور ہلکاؤ کی ایسی حالت میں سوپر آکسائیڈز کے استعمال پر مبنی ہیں کہ اُس حالت میں پر آکسائیڈ تحلیل نہیں ہونے پاتا ۔

آکسائیڈز کی

گروہ		اساسی	اساسی اور ترشئی	ترشئی
اول	ا	K_2O, Na_2O, Li_2O, Cs_2O, Rb_2O		
	ب	Ag_2O, CuO, Cu_2O, Au_2O, (AgO)		
دوم	ا	BaO, SrO, CaO		
	ب	Cd_2O, ZnO, MgO, HgO, Hg_2O, CdO	(؟) ZnO, BeO	
سوم	ا	La_2O_3, Y_2O_3, Sc_2O_3.		
	ب	Tl_2O_3, Tl_2O	In_2O_3, Ga_2O_3, Al_2O_3	B_2O_3
چہارم	ا	ZrO_2, Ti_2O_3, Ti_2O_2, ThO_2, $Ce\ O_3$, Ce_2O_3	TiO_2	
	ب		PbO, SnO, GeO	SiO_2, CO_2, (CO), PbO_2, SnO_2, GeO_2
پنجم	ا	V_2O_3, V_2O_2	V_2O_5, V_2O_4	Ta_2O_5, Cb_2O_5
	ب	Bi_2O_3	Sb_2O_3	*NO_2, N_2O_3, (N_2O), *PO_2, P_4O_6, N_2O_5, As_2O_5, As_4O_6, P_4O_{10}, (Bi_2O_5), Sb_2O_5
ششم	ا	Mo_2O_3, MoO, CrO, UO_2, (WO_2)	UO_3, MoO_2, Cr_2O_3	WO_3, MoO_3, CrO_3
	ب			SO_3, SO_2, S_2O_3 (?), TeO_3, TeO_2, SeO_2
ہفتم	ا	Mn_2O_3, MnO		Mn_2O_7, MnO_3, (MnO_2)
	ب			Cl_2O_7, *ClO_2, Cl_2O, I_2O_7, I_2O_5
ہشتم		CoO, Fe_2O_3, FeO, NiO, Co_2O_3	Rh_2O_3, RuO_2, PdO_2, RhO_2	NiO_2, CoO_2, $[FeO_3]$
		PdO, RhO, RuO, PtO, $[IrO]$, OsO	Ir_2O_3, OsO_2, Os_2O_3, PtO_2, IrO_2	(RuO_4), $[Ru_2O_7]$, $[RuO_3]$, (OsO_4), $[OsO_3]$

* مخلوط نامیہ۔ جن آکسائیڈز کے ضابطے گول قوسین میں لکھے گئے ہیں وہ ایک سے زیادہ اضافہ سے تعلق رکھتے ہیں۔

جماعت بندی

تعدیلی	سب آکسائیڈز	نمک آسا	پرآکسائیڈز: اساسی	پرآکسائیڈز: ترشئی	پرآکسائیڈز: تعدیلی
H_2O			K_2O_4, Na_2O_2		H_2O_2
	Ag_4O, Cu_4O	Au_2O_2	(AgO)		
			BaO_2, SrO_2, CaO_2		
			CdO_2, MgO_2, ZnO_2		
(CO)	Pb_2O	Pb_3O_4, Pb_2O_3	ZrO_3, TiO_3, Th_2O_7, CeO_3		
				[SnO_3]	
Cb_2O_2, V_2O, Ta_2O_4, Cb_2O_4					
NO, (N_2O)		Bi_2O_4, Sb_2O_4	Bi_2O_5)		
(WO_2)		Mo_3O_8, CrO_2, U_3O_8, W_3O_8		UO_4, CrO_4	
TeO				S_2O_7	
		(MnO_2), Mn_3O_4	(MnO_2)		
(RuO_4)		Co_3O_4, Fe_3O_4	Ni_2O_3		
(OsO_4)	Pd_2O				

جن آکسائیڈ کے ضابطے مربع قوسین میں لکھے گئے ہیں وہ خود وجود پذیر نہیں، لیکن ان کے مشتقات وجود پذیر ہیں۔

آکسائیڈز کی مذکورۂ بالا اقسام کے علاوہ بعض مرکب آکسائیڈز بھی وجود پذیر ہیں جو یا تو مخلوط نابید ہوتے ہیں اور یا نمک۔ مخلوط نابید وہ تُرشئی آکسائیڈز ہیں جو پانی کے ساتھ تعامل کرکے دو تُرشے پیدا کرتے ہیں۔ NO_2 اور $(PO_2)_n$ اس قسم کے آکسائیڈز ہیں۔ یہ نائٹرس اور نائٹرک ترشہ اور فاسفورس اور فاسفورک ترشہ پیدا کرتے ہیں :-

$$2NO_2 + H_2O = HNO_2 + HNO_3$$

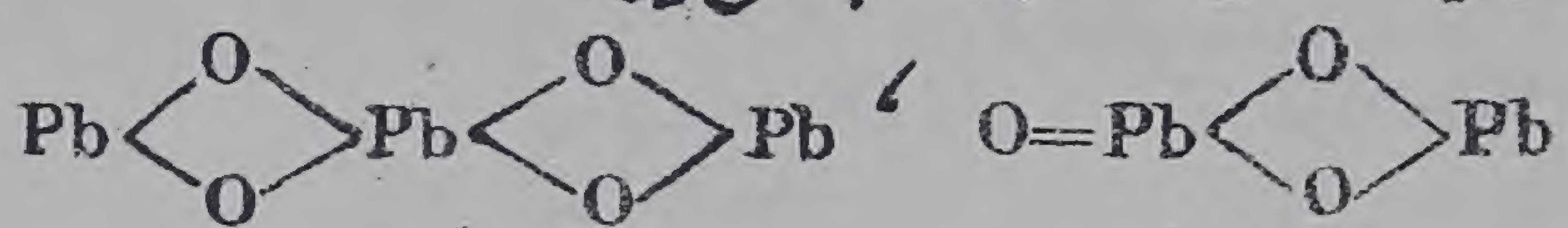
$$2PO_2 + 3H_2O = H_3PO_3 + H_3PO_4$$

ClO_2 بھی اپنی نوعیت میں مخلوط نابید ہی ہے۔ گو پانی کے ساتھ اس کا تعامل نہیں ہوتا تاہم قلی کے ساتھ مل کر یہ کلورائیٹ اور کلوریٹ بنا دیتا ہے :-

$$2ClO_2 + 2NaOH = NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O.$$

وہ آکسائیڈز جو نمک ہیں ایک ہی دھات کے اساسی اور ترشئی آکسائیڈز کے مرکبات ہیں۔
Pb_2O_3 اور b_3O_4 علی الترتیب $PbO.PbO_2$ اور $2PbO.PbO_2$

یا لیڈ میٹا پلمبیٹ اور لیڈ آرتھو پلمبیٹ پر مشتمل ہیں :-



Pb_3O_4 Pb_2O_3

اس قسم کی اور مثالیں بھی ہیں۔ ان سب سے یہی ظاہر ہوتا ہے کہ تُرشئی خاصیت میں کسی دھات کا اعلیٰ تر آکسائیڈ اُس کے ادنیٰ تر آکسائیڈ پر فوقیت رکھتا ہے اس وجہ سے یہ نسبتاً اساسی اور ترشئی آکسائیڈز باہم مل کر نمک پیدا کر دیتے ہیں۔

اوپر جو امور بیان کیے گئے ہیں وہ آکسائیڈز کی جماعت بندی سے بخوبی ظاہر ہوتے ہیں جس کا خاکہ صفحہ ۷۷/۷۸ پر پیش کیا گیا ہے۔

ہائیڈر اکسائیڈز

ہائیڈر اکسائیڈز، آکسائیڈز اور پانی کے مرکبات ہیں جو طریقِ ذیل کے مطابق پانی کے عناصر کے اضافے سے بنتے ہیں:[1]

$$M{=}O + H{-}OH \longrightarrow M\begin{matrix} \diagup OH \\ \diagdown OH \end{matrix}$$

یہ تعامل تپش کے بلند ہونے سے متعاکس ہو سکتا ہے اور درجۂ تعاکس پر ہائیڈر اکسائیڈ کی قیام پذیری اور تعیّن منحصر ہے۔

معیّن ہائیڈر اکسائیڈز انتہائی گروہوں کے عناصر کی صورت میں جن کے اساس زا یا ترشہ زا خواص زیادہ نمایاں ہوتے ہیں پائے جاتے ہیں۔ انہیں عناصر کے ہائیڈر اکسائیڈز آزاد حالت میں تیار کیے جا سکتے ہیں اور گرم کرنے پر زیادہ قیام پذیری کا اظہار کرتے ہیں۔ مثلاً قلوی دھاتوں کے آکسائیڈز بہ آسانی پانی سے مل جاتے اور بہت طاقت سے اس کو اپنے ساتھ متحد رکھتے ہیں۔ اس طرح جو ہائیڈر اکسائیڈز بنتے ہیں وہ پانی میں آسانی سے حل ہوتے ہیں۔ قلوی ارضی دھاتوں کے آکسائیڈز سے جو ہائیڈر اکسائیڈز بنتے ہیں، وہ قلوی دھاتوں کے ہائیڈر اکسائیڈز سے کم قیام پذیر ہوتے ہیں اور پانی کے ساتھ اُن کا اتحاد بھی اُتنا استوار نہیں ہوتا۔ جب میگنیشیم آکسائیڈ سے ہائیڈر اکسائیڈ بنایا جاتا ہے تو آکسائیڈ بجھتا ہوا دکھائی نہیں دیتا۔ یہ ہائیڈر اکسائیڈ پانی میں خفیف سا حل پذیر ہے اور محلول کا قلویانہ تعامل ہوتا ہے۔ لوہے اور جست جیسی دھاتوں کے ہائیڈر اکسائیڈز ان کے آکسائیڈز سے براہِ راست نہیں تیار کیے جا سکتے۔ یہ ہائیڈر اکسائیڈز عملاً پانی میں ناحل پذیر ہیں اور قلویانہ تعامل کا بھی اظہار نہیں کرتے۔ لیکن یہ ہائیڈر اکسائیڈز ترسیب سے تیار کیے جا سکتے ہیں اور آکسائیڈز اور ہائیڈر اکسائیڈز دونوں کے اساسی خواص اُن کی ترشوں میں حل ہونے اور ترشوں کی تعدیل کرنے کی قابلیت سے

[1] نوٹ ۹۔ صفحہ ۶۲۳

ظاہر ہوتے ہیں۔

اسماتی عناصر کی طرف رجوع کرتے ہوئے ہمیں پھر آکسائیڈز کی کیمیائی عاملیت اور ہائیڈر اکسائیڈز کی قیام پذیری کا پتا چلتا ہے۔ ان عناصر کے آکسائیڈز پانی میں بجھ سکتے یا حل ہو سکتے ہیں۔ اس طرح جو ہائیڈر اکسائیڈز بنتے ہیں اُن کا محلول تُرشئی ہوتا ہے۔

لہذا گروہ اوّل الف اور گروہ دوم الف کے ہائیڈر اکسائیڈز قلیاں ہیں یعنی وہ طاقتور اساسیں ہیں جو پانی میں حل پذیر ہیں۔ اور گروہ ہفتم ب، ششم ب اور پنجم ب کے ہائیڈر اکسائیڈز طاقتور آکسی ترشے ہیں۔

آکسائیڈ MO_n کا متناظر ہائیڈر اکسائیڈ نظری طور پر $M(OH)_{2n}$ ہونا چاہیے۔ یعنی دو بندی آکسیجن کے ہر جوہر کی جگہ دو OH گروہ لے لیتے ہیں۔ اساسی آکسائیڈز کی صورت میں ہائیڈر اکسل اصلیوں کی اس زیادہ سے زیادہ تعداد کا اِدخال بالعموم عمل میں آسکتا ہے۔ مثلاً آکسائیڈز Li_2O، BaO، Al_2O_3 کے متناظر ہائیڈر اکسائیڈز $LiOH$، $Ba(OH)_2$ اور $Al(OH)_3$ ہیں۔ دَوری جدول کے سلسلوں کے وسطی ارکان بالخصوص گروہ ہشتم کی بھاری دھاتوں اور چاندی سونے اور پارے کے ہائیڈر اکسائیڈز ناقیام پذیر ہیں۔ بعض صورتوں میں ہائیڈر اکسلیشن کی درمیانی منازل بھی دیکھنے میں آتی ہیں۔ مثلاً الومینیم ہائیڈر اکسائیڈ میں سے پانی حسبِ ذیل مرحلوں میں بہ آسانی خارج ہوسکتا ہے :-

$$Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O(OH)_4 \longrightarrow Al_2O_2(OH)_2 \longrightarrow Al_2O_3\,;$$

اور جب کیوپرک ہائیڈر اکسائیڈ پانی میں گرم کیا جاتا ہے تو وہ آسانی سے

$$3CuO.Cu(OH)_2 = HO-Cu-O-Cu-O-Cu-O-Cu-OH.$$

میں تبدیل ہوجاتا ہے۔

تُرشئی آکسائیڈز میں ہائیڈر اکسلیشن شاذ ہی تکمیل تک پہنچتا ہے۔ آکسائیڈ M_2O_3 کے متناظر ترشے کی نظری طور پر ممکنہ اساسیت تین ہے۔ آکسائیڈ MO_2 کی صورت میں اس کی قیمت چار ہے۔ وقس علیٰ ہذا۔ لیکن جس طرح ہائیڈروجن کے جوہروں کی زیادہ سے زیادہ تعداد جو کسی عنصر کے ساتھ مل سکتی ہے چار ہے،

بالکل اُسی طرح سے ایک دو مستثنیات کے سوا ترشوں کی اعظم اساسیت بھی جو ادھاتی عنصر کے ساتھ ملے ہوئے، ہائیڈراکسل گروہوں کی تعداد سے متعین کی جاتی ہے چار ہی معلوم ہوتی ہے۔ چہار اساسی سلیسک ترشے کا وجود دریافت ہو چکا ہے، لیکن یہ بہت ناقیام پذیر ہے، اس سلسلے میں آگے بڑھتے ہوئے حسب ذیل صنف نما ترشے آتے ہیں :-

$$ClO_3(OH) ، SO_2(OH)_2 ، PO(OH)_3 ، Si(OH)_4$$

جو مندرجۂ ذیل ہائیڈرائیڈز کے متناظر ہیں :-

$$ClH ، SH_2 ، PH_3 ، SiH_4$$

اس قاعدے کی صرف ایک معین استثنا پر آیوڈک ترشہ ہے جس کی ایک شکل $IO(OH)_5$ ہے۔ چونکہ صرف آیوڈین اس قسم کا مرکب پیدا کرتی ہے اور دوسرے لوجن اس سے قاصر ہیں لہذا معلوم یہ ہوتا ہے کہ کسی منفی گروہ میں برقی مثبت خواص کے بڑھنے سے ہائیڈراکسلیشن کی قابلیت بڑھ جاتی ہے۔ اس خیال کی تصدیق کاربن اور سلیکان کی مثال سے ہوتی ہے۔ نہ صرف $C(OH)_4$ بلکہ اس کا کوئی غیر نامیاتی مشتق بھی اب تک دریافت نہیں ہوا۔ $PO(OH)_3$ کے مقابلے میں $NO(OH)_3$* کے عدم وجود سے اس امر کی مزید توضیح ہوتی ہے۔ لیکن یہ جان لینا چاہیے کہ منفی گروہوں کی قربت سے کاربن کے جوہر میں ہائیڈراکسلیشن کی استعداد بڑھ جاتی ہے۔ مثلاً $H_2C(OH)_2$ کا وجود نہیں لیکن $OC(OH)_2$ وجود پذیر ہے گو قیام پذیر نہیں۔ علاوہ ازیں $CH_3.CH(OH)_2$ نامعلوم ہے لیکن $CCl_3.CHO$ پانی کے ساتھ مل کر $CCl_3CH(OH)_2$ بنا دیتا ہے۔ گندک کی صورت میں اساسی نمک

$$(2HgO,HgSO_4)=Hg_3SO_6 \qquad (PbO,PbSO_4=)\ Pb_2SO_5$$

وجود پذیر ہیں اور اُن کے متعلق یہ فرض کیا جاسکتا ہے کہ وہ $SO(OH)_4$ اور

* نوٹ، صفحہ ۶۲۳

$S(OH)_6$ سے تعلق رکھتے - لیکن چونکہ یہ مرکب سلفیورک ترشے سے براہِ راست تیار نہیں کیے جا سکتے اس لیے تُرشے کی ان شکلوں کے وجود کی کوئی شہادت نہیں ہے - گو آبیدہ H_2SO_4, H_2O اور $H_2SO_4, 2H_2O$ معلوم ہو چکے ہیں -

تم یہ بھی دیکھ سکتے ہو کہ گروہ ہفتم کے آکسی تُرشوں کی صورت میں ہائیڈر اکسلیشن اپنی ادنیٰ ترین حد تک پہنچ جاتا ہے اور گروہ ہشتم کے صنف نما آکسائیڈز کی صورت میں یہ بالکل مفقود ہے - چنانچہ آسمیئم ٹٹر اکسائیڈ میں ہائیڈر اکسلیشن کی قابلیت نہیں ہے اور اس وجہ سے اس میں تُرشئی خواص بھی نہیں پائے جاتے -

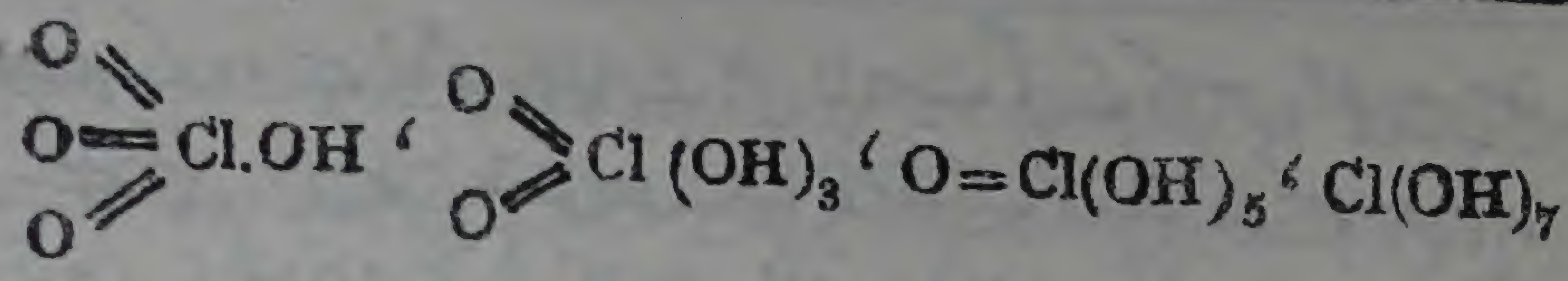
اگر طریقِ تسمیہ میں کامل صحت ملحوظ ہو تو آرتھو[1] کی اصطلاح صرف اُن ترشوں کے لیے مخصوص کر دینی چاہیے جن میں ہائیڈر اکسلیشن پورے طور پر ہو چکا ہو لیکن عملی طور پر سہولت اس میں دیکھی گئی ہے کہ یہ اصطلاح نمک پیدا کرنے والے اُن ترشوں کے لیے استعمال کی جاتی ہے جن میں ہائیڈر اکسلیشن سب سے زیادہ واقع ہوا ہو - ایک ہی نابید سے حاصل ہونے والے مختلف تُرشوں کے باہمی تعلق کو آشکار کرنے کا بہترین طریقہ یہ ہے کہ اُس فرضی ترشے سے آغاز کیا جائے جس میں ہائیڈر اکسلیشن پورے طور پر ہو چکا ہو اور یہ سمجھ لیا جائے کہ اُس فرضی تُرشے سے پانی کے نقصان پر وہ سب تُرشے معرضِ وجود میں آتے ہیں - فاسفارک انہائیڈرائیڈ سے نظری طور پر حقیقی آرتھو ترشہ $P(OH)_5$ حاصل ہونا چاہیے - لیکن چونکہ اعلیٰ ترین معلوم شدہ ترشہ $PO(OH)_3$ ہے، لہذا یہ آرتھو فاسفارک ترشہ کہلاتا ہے - یہ حقیقی آرتھو تُرشے اور میٹا[2] فاسفارک ترشے کے بین بین ہے :-

$$\begin{matrix}O\\ O\end{matrix}\!\!>POH \longleftarrow O{=}P(OH)_3 \longleftarrow P(OH)_5$$

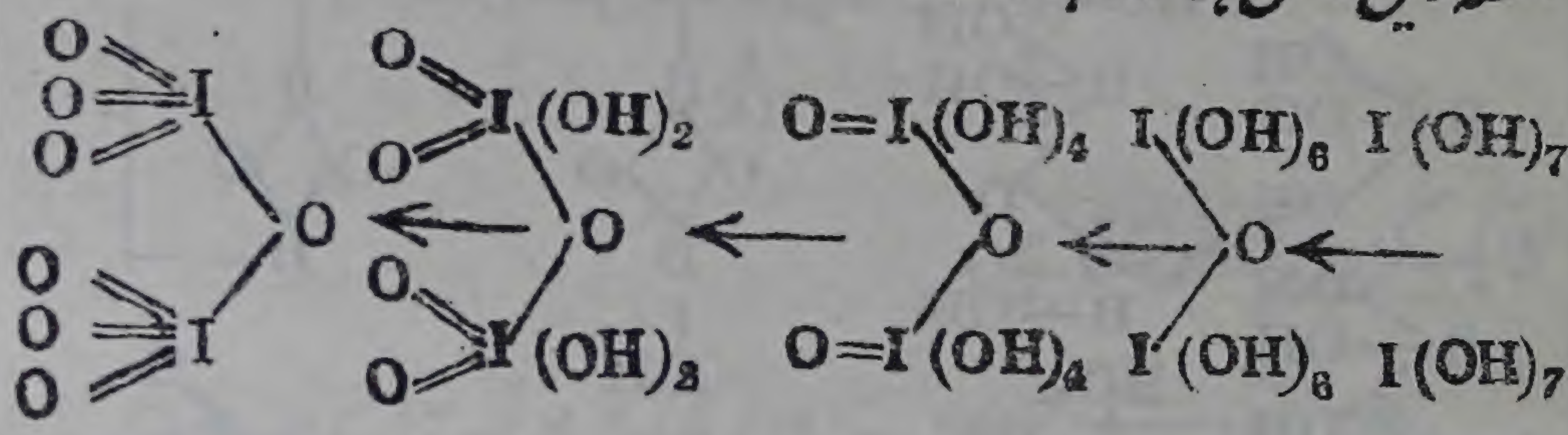
اسی طرح سلسلۂ ذیل

۱؎ Ortho

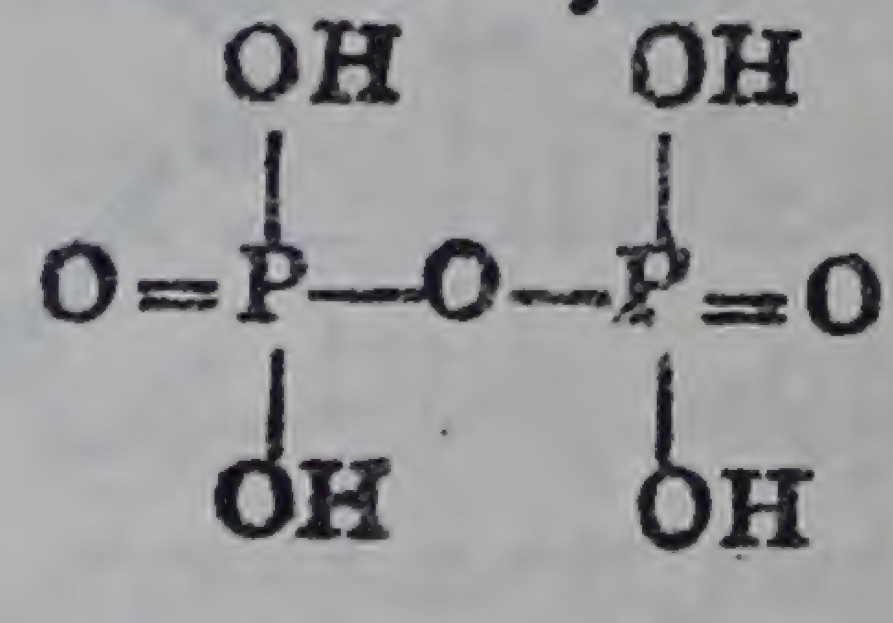
۲؎ Meta



سے ظاہر ہے کہ پرکلورک تُرشہ فی الحقیقت تیسرا میٹا ترشہ ہے جو فرضی $Cl(OH)_7$ سے مشتق ہے۔ جیسا کہ اوپر بیان کیا گیا مرکب $O=I(OH)_5$ وجود پذیر ہے۔
پائیرو[1] یا انہائیڈرو[2] کی اصطلاح علی العموم اُن تُرشوں کے لیے استعمال کی جاتی ہے جو حقیقی آرتھو، یا میٹا، یا ان دونوں کے کسی درمیانی تُرشے کے دو یا دو سے زیادہ سالمات کی نابیدگی سے حاصل ہوتے ہیں۔ مثلاً $I(OH)_7$ سے تُرشوں کا سلسلۂ ذیل حاصل ہوسکتا ہے:—



نابیدگی سے آخر کار انہائیڈرائیڈ بن جاتا ہے۔
پرآیوڈک تُرشے کی متعدد اصناف کے مشتقات جن میں فی سالمہ آیوڈین کے ایک یا دو جوہر شامل ہوتے ہیں معلوم کیے گئے ہیں۔
اس جماعت کے معلوم شدہ تُرشوں کی بہترین مثال پائیروفاسفارک تُرشہ $H_4P_2O_7$ ہے جس کی ساخت غالباً ضابطہ

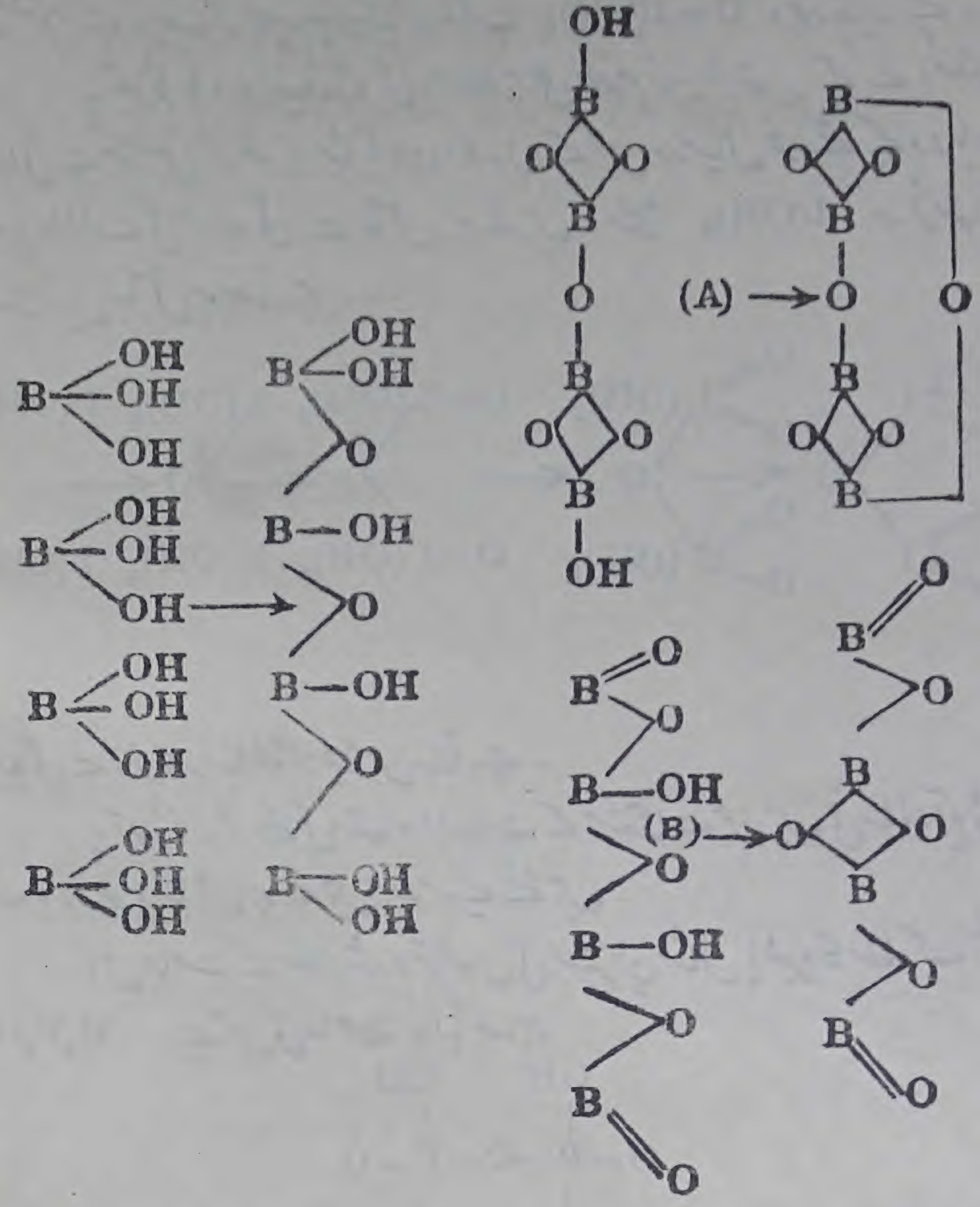


سے تعبیر ہوتی ہے۔

---

[1] pyro [2] anhydro

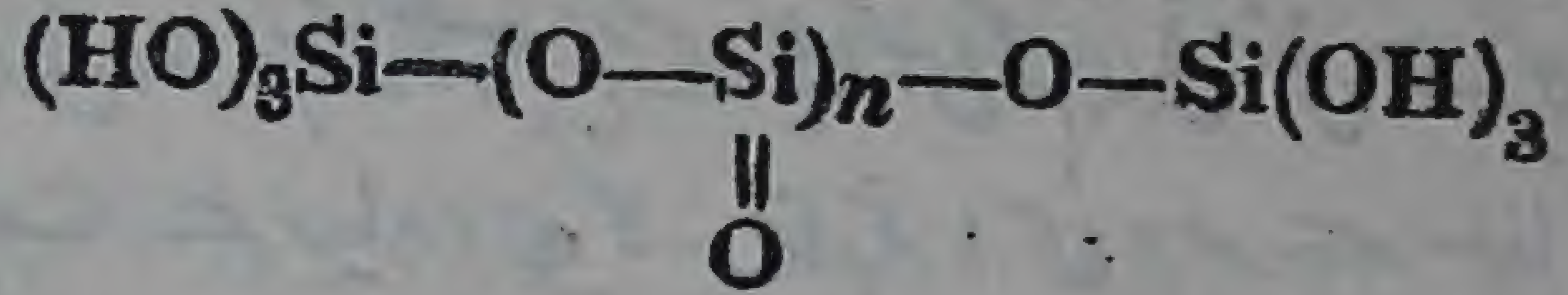
آرتھو ترشے کے دو سے زائد سالمات بھی نابیدگی کے اس عمل میں حصّہ لے سکتے ہیں۔ اس طرح متضاعف میٹا فاسفارک ترشے (دیکھو صفحہ ۳۱۲) پیدا ہوتے ہیں۔ آرتھو بورک ترشے کے چار سالمات سے حسبِ ذیل نابیدوں کا اشتقاق ہو سکتا ہے[1]



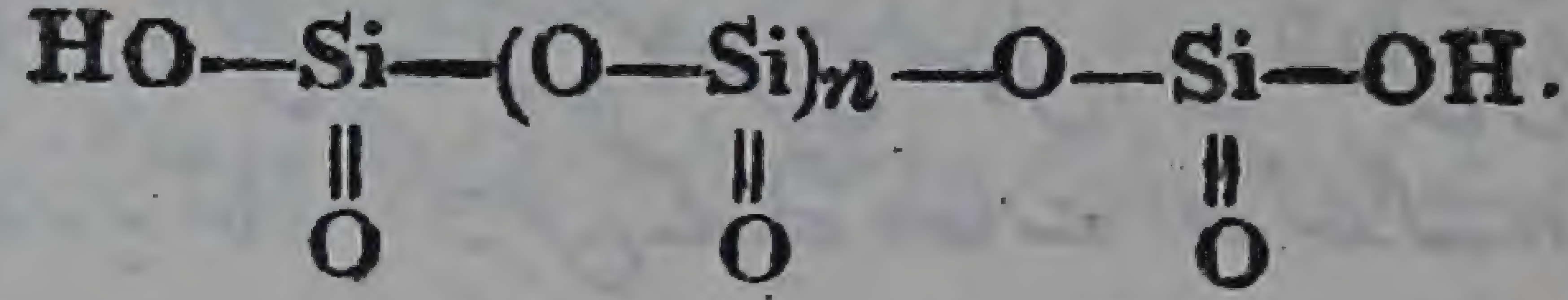
[1] نوٹ ۸ - صفحہ ۶۲۵

معمولی سہاگا ($Na_2B_4O_7$) ٹٹرا بورک تُرشے کا نمک ہے جو مندرجۂ بالا الضابطوں میں سے (α) یا (β) سے تعبیر ہو سکتا ہے۔ لیکن ان ضابطوں میں تصفیہ کرنے کے لیے کوئی شہادت موجود نہیں اور چونکہ وہ ساخت کے امورِ معلومہ کو تعبیر نہیں کرتے اس لیے اُن کی فائدہ مندی مشتبہ ہے۔

اسی طرح سے قدرتی آبیدہ سِلیکا[1] صنف

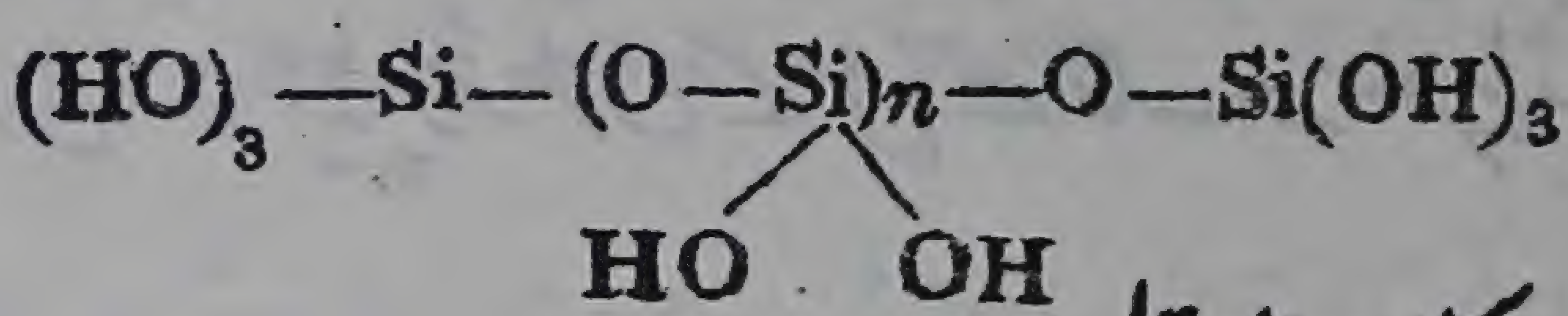


یا صنف



کا ایک کمزور ترشہ ہو سکتا ہے۔

O= Si گروہ کا $Si(OH)_2$ میں ہائیڈر آکسلیشن بھی قسم ذیل کے پیچیدہ سِلیسک ترشے



کے وجود کو قرینِ امکان بنا دیتا ہے۔

سلفائیڈز

سلفائیڈز کی عام ساخت آکسائیڈز کے مانند ہوتی ہے۔ وہ بھی آکسائیڈز کی طرح اساسی، ترشئی، تعدیلی اور پر سلفائیڈز میں تقسیم کیے جا سکتے ہیں۔ ان میں سے ہر جماعت کے نمائندے دوری جماعت بندی میں متناظر مقامات پر آتے ہیں۔

[1] نوٹ ۹ - صفحہ ۶۲۶

سلفائیڈ۔ گندک اور کسی اور عنصر کا جو گندک سے کم برقی منفی ہو ثنائی مرکب ہوتا ہے۔ لہٰذا گندک اور اس سے زیادہ برقی منفی عناصر آکسیجن اور کلورین کے مرکبات ان عناصر کے سلفائیڈز نہیں کہلاتے، بلکہ وہ علی الترتیب گندک کے آکسائیڈز اور کلورائیڈز کہلاتے ہیں۔ آکسیجن کے مقابلے میں گندک کی برقی منفی سیرت کی کمزوری آکسائیڈز اور سلفائیڈز کے خواص کے باہمی اختلاف کا باعث ہے۔

یہ ایک قدرتی امر ہے کہ آکسیجن کے لیے کسی کم برقی منفی عنصر کا الف، گندک کے لیے اس عنصر کے الف سے زیادہ ہوگا۔ چنانچہ اسی وجہ سے سلفائیڈز جب بھونے جاتے یا ہوا میں کھلے چھوڑ دیے جاتے ہیں تو وہ عام طور پر آکسائیڈز میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔ قدرتی سلفائیڈز سے کئی دھاتوں کا طریق حصول اس تعامل کی مثال کے طور پر پیش کیا جا سکتا ہے۔ یہ تعامل آکسیجن کے لیے دھات اور گندک دونوں کے الف، نیز سلفر ڈائی آکسائیڈ کی طیران پذیری کی وجہ سے معرض وقوع میں آتا ہے۔ اس سے سلفائیڈ سلفیٹ میں بھی تکسید ہو سکتا ہے، جیسا کہ لیڈ سلفائیڈ کو بھوننے یا مرطوب حالت میں ترسیب شدہ کاپر سلفائیڈ کو ہوا میں کھلا رکھنے سے اس کا سلفیٹ بن جانے میں ہوتا ہے۔

سلفائیڈ کی سیرت کے متعلق متناظر آکسائیڈ کی سیرت کی بنا پر پیش گوئی کی جا سکتی ہے۔ مثلاً کسی دھاتی سلفائیڈ پر ترشوں کے عمل سے نمک اور سلفریٹڈ ہائیڈروجن پیدا ہوگی:—

$$K_2S + 2HCl = 2KCl + H_2S,$$

$$FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S. \text{ cf. } FeO + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2O$$

اگر متناظر آکسائیڈ قلوی ہو تو پھر سلفائیڈ پانی میں حل ہو سکے گا اور اس سے ہائیڈرو سلفائیڈ اور ہائیڈر آکسائیڈ کا آمیزہ بنیگا۔

$$K_2O + H_2O = KOH + KOH \text{ cf } K_2S + H_2O = KSH + KOH$$

$$2CaS + 2H_2O = Ca(SH)_2 + Ca(OH)_2 \text{ یا } CaS + H_2O = Ca\left\langle\begin{matrix}SH\\OH\end{matrix}\right.$$

اگر آکسائیڈ کمزور اساسی ہو تو سلفائیڈ پانی سے تحلیل ہو کر ہائیڈر اکسائیڈ پیدا کریگا اور ہائیڈروجن سلفائیڈ خارج ہوگا۔ صنف M_2S_3 کے ایلومینیم اور کرومک سلفائیڈز کی یہی کیفیت ہے۔ پانی کی موجودگی میں وہ نہ تو تیار کیے جا سکتے اور نہ قائم رہ سکتے ہیں یہی وجہ ہے کہ ایلومینیم کے نمکوں یا کرومک نمکوں کے محلول میں ایمونیم سلفائیڈ ملانے سے ہائیڈر اکسائیڈز کا رسوب ذیل کی مساواتوں کے مطابق پیدا ہوتا ہے :-

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NH_4HS = 2Al(SH)_3 + 3(NH_4)_2SO_4,$$

$$2Al(SH)_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 6H_2S,$$

کرومیئم کی صورت میں بھی مساواتیں اسی طرح سے مرتب کی جا سکتی ہیں۔

فیرک لوہے کی صورت میں ہائیڈر اکسائیڈ پر ہائیڈروجن سلفائیڈ کے عمل سے متناظر سلفائیڈ یوں بنتا ہے :-

$$2Fe(OH)_3 + 3H_2S = Fe_2S_3 + 6H_2O;$$

لیکن ہائیڈروجن سلفائیڈ کی افراط اس کو بالتدریج ڈائی اور مانو سلفائیڈز کے آمیزے میں یوں تبدیل کر دیتی ہے :-

$$Fe_2S_3 = FeS_2 + FeS^*$$

کئی ترشئی آکسائیڈز کے متناظر سلفائیڈز موجود ہیں اور وہ آکسائیڈز سے کم ترشئی ہیں مثلاً CS_2 تھایو کاربانک ترشے H_2CS_3 کا تھایو انہائیڈرائیڈ ہے اور سوڈیم سلفائیڈ کے محلول میں حل ہو کر سوڈیم تھایو کاربونیٹ پیدا کر دیتا ہے۔

لہذا مندرجۂ ذیل تعاملات ایک دوسرے کے مماثل ہیں :-

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O,$$
$$2NaSH + CS_2 = Na_2CS_3 + H_2S.$$

* V. Rodt, Zeitsch. angew. Chem.(1916) 29, i, 422.

اسی طرح آرسینئیس سلفائیڈ بھی ایک تھایو انہائیڈرائیڈ ہی ہے اور امونیم سلفائیڈ میں حل ہوکر امونیم میٹا تھایو آرسینائیٹ پیدا کر دیتا ہے :۔

$$As_2S_3+2NH_4HS=2NH_4AsS_2+H_2S.$$

اگر زرد امونیم پالی سلفائیڈ استعمال کیا جائے تو میٹا تھایو آرسینیٹ بنتا ہے :۔

$$As_2S_3+(NH_4)_2S_3=2NH_4AsS_3.$$

اگر کسی سلفائیڈ کو حل کرنے کے لیے ہائیڈر آکسائیڈ استعمال کیا جائے تو آکسی تھایو نمک پیدا ہوتا ہے۔ مثلاً کاربن ڈائی سلفائیڈ، پوٹاسیم ہائیڈر اکسائیڈ اور الکوہل کے ساتھ مل کر پوٹاسیم زینتھیٹ بنا دیتا ہے۔

$$Cs_2+KOH+C_2H_5OH=SC\begin{matrix}SK\\OC_2H_5\end{matrix}+H_2O;$$

اور جب آرسینئیس سلفائیڈ پوٹاش میں حل کیا جاتا ہے تو آرسینائیٹ اور تھایو آرسینائیٹ کا آمیزہ یوں پیدا ہوتا ہے :۔

$$2As_2S_3+4KOH=KAsO_2+{}_3KAsS_2+2H_2O.$$

انٹیمنی اور قلعی کے سلفائیڈز بھی قلیوں کے ساتھ یہی طریق عمل اختیار کرتے ہیں۔ ان تھایو نمکوں یا مخلوط تھایو اور آکسی نمکوں کے محلولوں میں ہائیڈروکلورک ترشہ ملانے سے تعامل برعکس ہوتا ہے اور سلفائیڈ کا رسوب پھر بن جاتا ہے جیسا کہ ذیل کی مساواتوں سے ظاہر ہے :۔

$$2NH_4AsS_2+2HCl=As_2S_3+2NH_4Cl+H_2S,$$
$$KAsO_2+3KAsS_2+4HCl=2As_2S_3+4KCl+2H_2O.$$

ترشے ان تھایو نمکوں کو آسانی سے تحلیل کر دیتے ہیں اور یہ آکسائیڈز کے مقابلہ میں سلفائیڈز کے ترشئی خواص کی کم طاقتی کا مزید ثبوت ہے۔ حقیقت یہ ہے کہ

تھایو ترشے آزادانہ طور پر شاذ ہی پائے جاتے ہیں۔
جس طرح آکسیجن کے جوہروں کے جڑنے سے سوپر آکسائیڈز بنتے ہیں، بالکل اُسی طرح سلفائیڈز کی صورت میں بھی گندک کے جوہر ایک دوسرے کے ساتھ پیوستہ ہو سکتے ہیں۔ بلکہ گندک میں زنجیرہ بنانے کی قابلیت آکسیجن سے زیادہ ہے چنانچہ قلوی اور قلوی ارضی دھاتوں کے سادہ سلفائیڈز گندک کے ساتھ آسانی سے براہِ راست مل کر M_2S_n یا MS_n صنف کے پر سلفائیڈز پیدا کر دیتے ہیں۔ اور ان نام نہاد پالی سلفائیڈز میں جو فی الحقیقت سُوپر سلفائیڈز ہیں بسا اوقات گندک کا تناسب سوپر آکسائیڈ میں آکسیجن کے تناسب سے زیادہ ہوتا ہے۔
جب گندک کو سوڈیم سلفائیڈ کے محلول کے ساتھ جوش دیتے ہیں تو مرکبات Na_2S_2 اور Na_2S_4 بن جاتے ہیں۔ اسی طرح دُودیا چُونا گندک کو اخذ کر کے CaS_2 اور CaS_5 بنا دیتا ہے۔ اور ان اشیا کے محلولوں پر ترشوں کے عمل سے H_2S_2 اور H_2S_3 پیدا ہوتا ہے۔
Na_2S_4 CaS_5 اور H_2S_3 کے مماثل مرکبات آکسیجن کی صورت میں وجود پذیر نہیں ہیں۔ اس موقع پر یہ بھی بیان کیا جا سکتا ہے کہ آکسیجن کی صورت میں سالمہ S_6 کے (جس سے شاید کیلسیئم پنٹا سلفائیڈ مشتق ہے) مماثل سالمات بھی وجود پذیر نہیں۔
تھایونک ترشوں کے سلسلے سے جن کا عام ضابطہ $S_x(SO_2.OH)_2$ ہے، جہاں $x=1$ تا ۳، گندک کے جوہروں میں زنجیرہ پیدا کرنے کے رجحان کی مزید مثال دستیاب ہوتی ہے۔ آکسیجن کی صورت میں بھی اسی قسم کے ترشے جن کا ضابطہ $O_x(SO_2.OH)_2$ ہے، جہاں $x=1$ یا ۲، پائے جاتے ہیں۔ یہ ترشے علی الترتیب پائیرو اور پر سلفیورک ترشوں کے نام سے موسوم ہیں۔

ہیلائیڈز

تقریباً تمام عناصر ہیلائیڈز پیدا کرتے ہیں، جو فلورین، کلورین، برومین

اور آیوڈین اور دوسرے عناصر کے ثنائی مرکبات ہیں۔ لہذا آکسائیڈز کی طرح ہیلائیڈز سے بھی کیمیائی خواص کے مقابلہ کا کام بخوبی لیا جاسکتا ہے۔

بلاواسطہ اتحاد ہیلائیڈز کی تیاری کا ایک عام قاعدہ ہے۔ فلورین معمولی تپش ہی پر تمام دھاتوں اور اکثر ادھاتوں کے ساتھ کیمیائی طور پر مل سکتی ہے۔ لیکن لونجنوں اور دیگر عناصر کے باہمی امتزاج کی یہ آسانی فلورین سے آیوڈین کی طرف جاتے ہوئے گھٹتی جاتی ہے۔

اُن عناصر کے ہیلائیڈز جو محض اساسی آکسائیڈز پیدا کرتے ہیں یعنی اساسی آکسائیڈز کے متناظر ہیلائیڈز، نمکوں کے زمرہ میں شامل ہیں۔ وہ، برقی منفی عناصر کے ہیلائیڈز یعنی ترشئی آکسائیڈز کے متناظر ہیلائیڈز سے بیّن اختلاف رکھتے ہیں۔ وہ دھاتی نمکوں کی تیاری کے عام قاعدوں سے تیار کیے جاتے ہیں۔ یعنی یا تو کسی لونجنی ترشے پر کسی دھات، آکسائیڈ یا ہائیڈر آکسائیڈ کے عمل سے، اور یا ثنائی تحلیل سے۔ وہ عام طور پر ناطیران پذیر ٹھوس ہیں۔ گرم کرنے پر قیام پذیر ہیں، لیکن طاقتور سلفیورک ترشہ ان کو تحلیل کردیتا ہے جس سے طیران پذیر لونجنی ترشہ آزاد ہوتا ہے۔ پانی میں وہ علی العموم حل پذیر ہیں لیکن ایتھر، بنزین اور کلوروفام جیسے محللوں میں جن میں ہائیڈر آکسل گروہ موجود نہیں ہوتا وہ ناحل پذیر ہیں۔ آبی محلول کے اندر اُن میں برق پاشیدگانہ افتراق واقع ہوتا ہے جس سے وہ دھات اور لونجن کے رواںوں میں تبدیل ہوجاتے ہیں لیکن تبخیر کرنے پر اس محلول سے وہ پھر بلاتغیر حاصل ہوسکتے ہیں۔

ان سخت معیاروں پر صرف قلوی دھاتوں کے ہیلائیڈز MX ہی پورے اُترتے ہیں، گو بعض قیود کے ساتھ MX_2 صنف کے دھاتی ہیلائیڈز بالخصوص BaX_2 پر بھی ان کا اطلاق ہوسکتا ہے۔

تمثیلی ادھاتی یا برقی منفی عنصر کے ہیلائیڈ کے خواص ان سے بنیادی طور پر مختلف ہوتے ہیں۔ اس جماعت کے ہیلائیڈز بالعموم عناصر کے بلاواسطہ اتحاد سے تیار کیے جاتے ہیں، یا کلورائیڈز کی صورت میں اُس عنصر کے آکسائیڈ اور کاربن کے گرم کردہ آمیزے پر سے کلورین گزاری جاتی ہے۔ سلیکان[۱] جیسی کم برقی منفی ادھاتوں کے

[۱] ۔ نوٹ ۱۔ صفحہ ۶۲۶

کلورائیڈز کی تیاری کے لیے یہ قاعدہ خاص طور پر موزوں ہے۔

$$SiO_2 + 2C + 2Cl_2 = SiCl_4 + 2CO.$$

تمثیلی ادھاتی ہیلائیڈز گرم کرنے پر بھی قیام پذیر ہی رہتے ہیں لیکن طیران پذیر زیادہ ہیں۔ اکثر مائع یا پست نقطۂ اماعت کے ٹھوس ہیں۔ جن محلّلوں میں ہائیڈراکسل گروہ موجود نہیں ہوتا اُن میں بھی وہ حل پذیر ہیں۔ طاقتور سلفیورک ترشے سے غیر متاثر رہتے ہیں۔ بُو چبھتی ہوئی ہوتی ہے۔ پانی ان کو تحلیل کر دیتا ہے جس سے محلول میں لونجنی ترشے اور ہیلائیڈ کے مماثل آکسائیڈ کے متناظر آکسی ترشے کا آمیزہ بن جاتا ہے۔ فاسفورس کے کلورائیڈز سے ان خواص کی بخوبی توضیح ہوتی ہے۔ ان پر پانی کا عمل بہت جلد ہوتا ہے۔ حرارت خارج ہوتی ہے۔ اور لونجنی ترشے اور فاسفورس کے متناظر ترشے کا محلول بن جاتا ہے۔ مثلاً

$$PCl_3 + 3H_2O = 3HCl + P(OH)_3.$$

مینڈلیف نے ایسے کلورائیڈز کے لیے جو پانی سے پورے طور پر تحلیل ہو کر آکسی ترشے پیدا کر دیتے ہیں، کلورانہائیڈرائیڈز (chloranhyride) کی اصطلاح تجویز کی ہے۔ ایک عام اور آسان اصطلاح جو اس قسم کے تمام ہیلائیڈز پر حاوی ہے، ہیلنہائیڈرائیڈ (halanhydrides) ہے۔ مثلاً PCl_3، $SiCl_4$، PBr_5 ہیلنہائیڈرائیڈز ہیں۔ اور فاسفورس، سلیسک اور فاسفارک ترشے وہ آکسی ترشے ہیں جو پانی سے ان کے تحلیل ہونے پر بنتے ہیں۔ ہر صورت میں لونجنی ہائیڈر ترشہ بھی ساتھ ساتھ پیدا ہوتا ہے۔

چونکہ یہاں حسبِ ذیل عام تعامل واقع ہوتا ہے :-

$$RX_n + nH_2O = R(OH)_n + nHX$$

اس لیے یہ توقع ہو سکتی ہے کہ آکسی ترشے میں جو پیدا ہوتا ہے، اُتنے ہی ہائیڈراکسل گروہ موجود ہوں گے جتنے لونجنی جوہر ہیلنہائیڈرائیڈ میں موجود ہیں۔ کیونکہ

آخر الذکر، ترشے کا آرتھو ہیلائیڈ ہے۔ فاسفورس کے اعلیٰ ترین ہیلائیڈز کی صورت میں ایسا نہیں ہوتا، کیونکہ حقیقی آرتھو ترشہ $P(OH)_5$ وجود پذیر نہیں ہے۔ لہٰذا جب فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کا پانی کے ساتھ تعامل ہوتا ہے تو حسبِ ذیل تغیر واقع ہوتا ہے :۔۔

$$PCl_5 + 5H_2O = PO(OH)_3 + H_2O + 5HCl,$$

اس تعامل میں $POCl_3$ درمیانی طور پر بنتا ہے[1]۔ سلفر ہیکسا فلورائیڈ ایک قیام پذیر گیس ہے جو پانی سے آب پاشیدہ نہیں ہوتی[2]۔

فاسفارک اور سلفیورک ترشوں کے ہیلائیڈز POX_3 اور SO_2X_2 ہیں۔ لیکن یہ مرکبات فاسفورس اور گندک کے آکسی ہیلائیڈز ہیں، اور بہتر یہی ہے کہ ان کو ہیلیہائیڈرائیڈ نہ کہا جائے، کیونکہ یہ اصطلاح حقیقی آرتھو ترشوں کے ہیلائیڈز کے لیے جو ساتھ ہی ساتھ ادھاتی عناصر کے بھی ہیلائیڈز ہیں مخصوص کردی گئی ہے۔

PCl_5 اور دوسرے ادھاتی کلورائیڈز پر غور کرنے سے معلوم ہوتا ہے کہ مکمل ہائیڈرا کسیلیشن کے بہ نسبت مکمل کلورینیشن زیادہ آسانی سے وقوع پذیر ہے۔ جیسا کہ پہلے بھی کہا گیا ہے، ادھاتی جوہروں کی یہ ایک عام خصوصیت ہے کہ اُن میں ہائیڈراکسل گروہ کی اعظم امکانی تعداد کے ساتھ قیام پذیر اتحاد کی قابلیت نہیں پائی جاتی۔

اُن دھاتوں کے ہیلائیڈز جن کے ہائیڈرآکسائیڈز کمزور اساسیں ہیں، یعنی جو بعض صورتوں میں طاقتور قلیوں کے ساتھ ترشوں کا سا طریقِ عمل اختیار کرتے ہیں، درمیانی حیثیت رکھتے ہیں۔ یعنی وہ حقیقی دھاتی نمکوں اور حقیقی ہیلیہائیڈرائیڈز کے بین بین آتے ہیں۔ اُن کا ما بہ الامتیاز یہ ہے کہ وہ اکثر حقیقی دھاتی ہیلائیڈز سے زیادہ طیران پذیر ہوتے ہیں اور پانی سے بالخصوص بہ آسانی تحلیل ہوکر آکسی یا اساسی ہیلائیڈز پیدا کر دیتے ہیں۔ ایلومینیئم کلورائیڈ اس قسم کے ہیلائیڈ کی بہت اچھی

[1] ۔ نوٹ ۱۱ ۔ صفحہ ۶۲۷

[2] ۔ نوٹ ۱۲ ۔ صفحہ ۶۲۸

مثال ہے۔ یہ ایک بہ آسانی طیران پذیر ٹھوس ہے۔ جب پانی میں حل ہوتا ہے تو حرارت خارج ہوتی اور جزوی آب پاشیدگی عمل میں آتی ہے۔ محلول کی تبخیر کے بعد آکسائیڈ باقی رہتا ہے۔ اسی طرح سے آرسینیئس کلورائیڈ بھی اس قسم کے ہیلائیڈز کی ایک دلچسپ مثال ہے۔ یہ مائع ہے اور شروع میں پانی کا عمل اس پر یوں ہوتا ہے :-

$$AsCl_3 + 2HOH = As(OH)_2Cl + 2HCl.$$

پانی کے ساتھ گرم کرنے پر آب پاشیدگی مکمل ہوجاتی ہے اور $As(OH)_3$ بنتا ہے۔ مرکب $As(OH)_2Cl$ ایک لحاظ سے اساسی نمک اور دوسرے نقطۂ نظر سے کلورو ترشہ تصور کیا جاسکتا ہے۔

ایلومینیئم، آرسینیئس اور اسی قبیل کے دوسرے ہیلائیڈز صرف پانی سے تحلیل ہی نہیں ہوتے بلکہ ہائیڈر آکسائیڈز اور لونجنی ترشے کی افراط سے وہ بن بھی سکتے ہیں۔ یہ دونوں تغیر ذیل کے متعاکس تعامل سے تعبیر کیے جاتے ہیں :-

$$RX_n + nH_2O \rightleftharpoons R(OH)_n + nHX.$$

اس تعاکس کا باعث یہ ہے کہ یہ ہیلائیڈز، نوعیت میں ہیلنہائیڈرائیڈز اور نمکوں کے بین بین واقع ہیں۔ حسبِ ذیل غیر متعاکس تعامل

$$RX_n + nH_2O \longrightarrow R(OH)_n + nHX,$$

ہیلنہائیڈرائیڈز کی تحلیل کے لیے مخصوص ہے اور غیر متعاکس تعامل

$$R(OH)_n + nHX \longrightarrow RX_n + nH_2O,$$

نمکوں کی پیدائش کے لیے مختص ہے۔

ہیلائیڈز کا مقابلہ آکسی نمکوں سے ہوسکتا ہے۔ مثلاً ایلومینیئم سلفیٹ مساوات ذیل کے مطابق آب پاشیدہ ہوتا ہے :-

$$Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O \rightleftharpoons 2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4,$$

فی الحقیقت ایک اساسی نمک پہلے بنتا ہے۔ لیکن پوٹاسیم سلفیٹ جو ایک حقیقی نمک ہے پانی سے آب پاشیدہ نہیں ہوتا۔

کئی ہیلائیڈز بالخصوص ادھاتوں اور کمزور دھاتوں کے فلورائیڈز اور کلورائیڈز میں یہ خاصیت پائی جاتی ہے کہ وہ آسانی سے دھاتی ہیلائیڈز کے ساتھ مل کر دو ئیلے یا پیچیدہ نمک، اور لونجنی ترشوں کے محلول کے ساتھ مل کر کم وبیش قیام پذیر ترشے پیدا کر دیتے ہیں۔[1] مثلاً $PtCl_2$ سے K_2PtCl_4 ، $PtCl_4$ سے K_2PtCl_6 اور $H_2PtCl_6.6H_2O$ ، $AuCl_3$ سے $KAuCl_4$ ، $AuBr_3$ سے $KAuBr_4$ ، سلیکان، جرمینیم اور قلعی کے فلورائیڈز سے K_2XF_6 اور BF_3 سے KBF_4 بن سکتا ہے۔ یہ خاصیت متعدد دھاتی سائنائیڈز بالخصوص گروہ ہشتم کے ارکان سے دوئیلے یا پیچیدہ سائنائیڈز کی پیدائش کے مشابہ ہے (دیکھو صفحہ ۵۱۳)

یہ کہنا خالی از منفعت نہ ہوگا کہ اساسی اور ترشئی ہیلائیڈز کا باہم مل کر پیچیدہ نمک پیدا کرنا، ایک طرف تو اساسی اور ترشئی آکسائیڈز کے امتزاج کے مماثل ہے جس سے سادہ نمک بنتے ہیں، اور دوسری طرف یہ پوٹاسیم اور ایلومینیم جیسی دھاتوں کے سلفیٹس کے اتحاد کی مانند ہے جس سے پھٹکریاں اور دوسرے دوئیلے نمک بنتے ہیں۔[2]

---

[1] م۔ نوٹ ۱۳ صفحہ ۶۲۸ [2] م۔ نوٹ ۱۴۔ صفحہ ۶۲۹

چوتھا باب

تکسید اور تحویل

تکسید اور تحویل کے عمل اُن تعاملات کے زمرے میں شامل ہیں جو کیمیا میں نہایت کثرت سے وقوع پذیر ہوتے ہیں۔ لہٰذا یہ مقابلے کی اغراض کے لیے سُود مند ہیں۔ اور چونکہ ان سے کئی ایسے تعاملات کے انداز پر روشنی پڑتی ہے جو بصورت دیگر غیر واضح رہتے ہیں، اس لیے مناسب ہوگا کہ ان عملوں کے اقسام اور اِن کے وقوع کے شرائط سے بحث کی جائے۔

شروع میں ہم حسبِ ذیل سرسری تعریفات بیان کرینگے :۔

کسی عنصر یا مرکب شے کے ساتھ آکسیجن کا امتزاج تکسید کہلاتا ہے۔ برعکس عمل یا کسی شے سے آکسیجن کا اخراج تحویل ہے۔ ان تعریفات کے بیان کرتے ہی لازمی قیود اور توسیعات کی ضرورت خود بخود محسوس ہوتی ہے۔ حرارت کے عمل سے آکسیجن کا نقصان یا برقی رَو کے ذریعے سے تحلیل، گو نوعیت میں تحویل ہے لیکن تحویل کی مثال قرار نہیں دی جا سکتی۔ علاوہ ازیں آکسیجن کا اضافہ یا اخراج ہی ان تعاملات کی مُجرّد خصوصیت نہیں ہے۔ کوئی اور عنصر بالخصوص کلورین یا کوئی اور پیچیدہ ترشئی اصلیہ بھی ایزاد یا خارج ہو سکتا ہے، جیسا کہ دھاتی کلورائیڈز کے ادنیٰ تر کلورائیڈز یا خود دھاتوں میں تحویل کی صورت ہے۔ مثال کے طور پر مندرجۂ ذیل تعاملات پیش کیے جا سکتے ہیں :۔

$$SnCl_2 + 2HgCl_2 = SnCl_4 + Hg_2Cl_2 ;$$
$$SnCl_2 + Hg_2Cl_2 = SnCl_4 + 2Hg ;$$
$$AlCl_3 + 3Na = Al + 3NaCl.$$

کسی دھات یا کلورائیڈ کا کلورینیشن عام طور پر محض کلورین کے عمل سے براہِ راست واقع ہوسکتا ہے، جیسا کہ* $SnCl_2$ سے $SnCl_4$ اور Hg_2Cl_2 سے $HgCl_2$ کی پیدائش میں ہوتا ہے۔ کلورین جس کا اضافہ ہوتا ہے خود ہی تکسید کے مماثل کام کرتی ہے۔ بعینہٖ جیسے کہ آکسیجن کسی دھات کو آکسائیڈ میں یا ادنیٰ تر آکسائیڈ کو اعلیٰ تر آکسائیڈ میں تکسید کرسکتی ہے۔

بعض صورتوں میں ہائیڈروجن کا اخراج یا اضافہ علی الترتیب تکسید یا تحویل پر مشتمل ہوسکتا ہے۔ سلفرس ترشے سے کسی نامیاتی رنگ دار مادّے کی تحویل اسی طرح سے ہوتی ہے، جیسا کہ ذیل کے تعامل سے ظاہر ہے:۔

$$H_2SO_3 + OH_2 + H_2SO_4 + 2H ,$$

ہائیڈروجن رنگ دار مادّے میں ایزاد ہوکر سفید مرکب پیدا کر دیتی ہے۔

کیٹونز اور ثانوی الکوہلز کی ایک دوسرے میں تبدیلی بھی نامیاتی مرکبات میں اس طریقِ عمل کی ایک مشہور و معروف مثال ہے[1]۔

$$R_2 : CO \overset{2H}{\rightleftharpoons} R_2 : CH \cdot OH .$$

[1] ۔ نامیاتی مرکبات میں ایسے عمل تکسید کی توضیح کا جس میں ہائیڈروجن نکل جاتی ہو، بہترین طریقہ یہ ہے کہ درمیانی مرحلے میں آکسیجن کا اضافہ فرض کیا جائے۔ ثانوی الکوہلز کی تکسید میں یہی ہوتا ہے جو تعاملات ذیل سے ظاہر ہے:۔

$$R_2CHOH \xrightarrow{O} R_2C\langle^{OH}_{OH} \longrightarrow R_2C{=}O + H_2O.$$

* نوٹ ۱۵۔ صفحہ ۶۲۹

پیچیدہ سائنائیڈز مثلاً پوٹاسیم فیرو اور فیری سائنائیڈ کی صورت میں برقی منفی اصلیہ (CN) تکسید اور تحویل کے لحاظ سے Cl کا سا طریقِ عمل اختیار کرسکتا ہے۔ فیرو سائنائیڈ $K_4Fe(CN)_6$ کا فیری سائنائیڈ $K_3Fe(CN)_6$ میں تبدیل ہونا دراصل $Fe(CN)_2$ کی $Fe(CN)_3$ میں تبدیلی ہے، جو $FeCl_2$ کے $FeCl_3$ میں یا FeO کے Fe_2O_3 میں تبدیل ہونے کے مماثل ہے، اور اس لیے تکسید کا عمل متصور ہونا چاہیے۔

لہٰذا تکسید سے مراد وہ عمل ہے جس میں آکسیجن یا کسی برقی منفی جوھر یا اصلیے کی معادل مقدار کے اضافے اور یا ھائیڈروجن یا کسی برقی مثبت جوھر یا اصلیے کے دُور کر دینے سے، کوئی مرکب جو آکسیجن کے ساتھ امتزاج کے ایک ادنیٰ درجے کو تعبیر کرتا ھو ایک ایسے مرکب میں تبدیل ھوجائے جس کا درجۂ امتزاج آکسیجن کے ساتھ اعلیٰ تر ھو۔ اس کے برعکس عمل کا نتیجہ تحویل قرار دیا جاسکتا ہے۔

غیر نامیاتی مرکبات کی صورت میں تکسید بالعموم وسطی جوہر کی عامل گرفت کی بیشی کو تعبیر کرتی ہے، جیساکہ مذکورۂ بالا مثالوں سے ظاہر ہے۔ لیکن گرفت کی بیشی تکسید کے ساتھ ہر صورت میں لازم نہیں۔ چنانچہ آکسائیڈ سے سوپر آکسائیڈ کے بننے پر مثلاً BaO کے BaO_2 میں یا H_2O کے H_2O_2 میں تبدیل ہونے پر گرفت میں کچھ اضافہ نہیں ہوتا۔

تکسیدی عامل اور محوّل ــــ متذکرۂ بالا تغیرات کو معرضِ وقوع میں لانے کے لیے بعض کیمیائی اشیا تکسیدی عامل یا محول کے طور پر استعمال کی جاتی ہیں۔ تکسیدی عامل کی تعریف عام الفاظ میں یوں بیان کی جاتی ہے:-

وہ عنصر یا مرکب جو کسی شے کے سالمے میں برقی منفی جوھروں یا گروھوں کے تناسب کو بڑھادے جس میں خواہ ان جوھروں یا گروھوں کی تعداد میں دراصل اضافہ ھوجائے خواہ سالمے کا کوئی برقی مثبت جزو دُور ھوجائے، تکسیدی عامل کہلاتا ھے۔

اس کا عکس محول کی تعریف ہے۔ یعنی مُحوّل وہ شے ہے جو کسی عنصر یا مرکب کے سالمے میں برقی منفی جوہروں یا گروہوں کے تناسب کو گھٹا دے۔

لہٰذا تکسیدی عامل کوئی ایسا عنصر یا مرکب ہوگا جو کسی برقی مثبت عنصر یا گروہ کے ساتھ اِلف رکھتا اور اُس سے بہ آسانی مل جاتا ہو۔

اس طرح سے محوّل کوئی ایسی شے ہوگی جو برقی منفی عنصر یا گروہ کے ساتھ اِلف رکھتی ہو۔

ان دونوں قسموں کے عاملوں کے عمل میں تکسیدی عامل تحویل ہوتا اور محول تکسید ہوتا ہے۔ لہٰذا طاقتور تکسیدی عاملوں کی خصوصیت یہ ہے کہ وہ آسانی سے تحویل ہو سکتے ہیں اور طاقتور محول آسانی سے تکسید ہو سکتے ہیں۔

آکسیجن، اوزون، پر آکسائیڈز، آکسی ترشے مثلاً نائیٹرک ترشہ، نوجن، اُن کے آکسی ترشے اور ان آکسی ترشوں کے نمک، اعلیٰ تر دھاتی آکسائیڈز کے متناظر ترشے مثلاً کرومک اور پر مینگینک ترشہ اور اُن کے نمک، نیز بعض ناقیام پذیر اساسی آکسائیڈز مثلاً چاندی اور سونے کے آکسائیڈز عام تکسیدی عاملوں کے زمرے میں شامل ہیں۔ ان تمام اشیا کا عمل آکسیجن کے بلاواسطہ اضافے سے ہوتا ہے کلورین کے عمل میں یا تو ہائیپوکلورس ترشے سے آکسیجن آزاد ہوتی ہے $(2Cl + H_2O = HCl + HOCl)$، یا راست کلورینیشن ہوتا ہے، یا ہائیڈروجن اور یا کوئی دھات خارج ہو جاتی ہے۔

عام محولوں میں حسبِ ذیل اشیا شامل ہیں:۔

ہائیڈروجن گیسی اور نام نہاد ناشی ناقیام پذیر ہائیڈرائیڈز، مثلاً ہائیڈریاڈک ترشہ اور گندک، سیلینیئم، ٹیلوریم، فاسفورس، آرسینک، اینٹیمنی اور سلیکان کے ہائیڈرائیڈز۔ کاربن۔ کئی دھاتیں مثلاً سوڈیم، پوٹاسیم، میگنیشیم جو آکسیجن یا دوسرے برقی منفی عناصر کے لیے اپنے اِلف کی وجہ سے عمل کرتی ہیں۔ ادنیٰ تر آکسائیڈز مثلاً کاربن مانا کسائیڈ۔ ادنیٰ تر آکسی ترشے اور نمک مثلاً ہائیپوفاسفائیٹس،

فاسفائیٹس اور سلفائیٹس - پوٹاسیم سائنائیڈ اور فارمیٹ جیسے نمک جو خاص خاص حالات میں آکسیجن کے ساتھ براہ راست مل جاتے ہیں - ادنی تر نمک مثلاً فیرس، کروس اور اسٹینس نمک -

استعمال کے طریقے اور عمل کا انداز

خشک طریقے سے تکسید

حرارت کے ذریعے سے تکسید خشک طریقے سے ہو سکتی ہے - بلا واسطہ اتحاد سے آکسائیڈز کی پیدائش اور ادنیٰ آکسائیڈز سے اعلیٰ آکسائیڈز کی تیاری سے اس قاعدے کی توضیح ہوتی ہے - گندک، فاسفورس، سوڈیم، میگنیشیم، جست، پارے سیسے یا لوہے جیسے عناصر کو ہوا یا آکسیجن میں گرم کرنے پر آکسائیڈ کی پیدائش، اور بعض ادنیٰ آکسائیڈز مثلاً PbO اور BaO کو ہوا میں گرم کرنے پر اعلیٰ آکسائیڈز Pb_3O_4 اور BaO_2 کا بن جانا، اس قاعدے کی مثالیں ہیں -

گداخت کے ذریعے یا ایسے نمکوں کے ساتھ جن میں آکسیجن کا تناسب زیادہ ہو بلند تپش تک گرم کرکے تکسید کرنا بھی اسی زمرے میں شامل ہے - گندک، سلفائیڈز اور کاربن پر پوٹاسیم کلوریٹ یا نائیٹریٹ کا عمل اس کی مثال ہے - اس قاعدے سے اساسی آکسائیڈز سے ترشئی آکسائیڈز کی تیاری کیمیائی تشریح اور صنعتی کیمیا میں اہمیت رکھتی ہے - اس قسم کے ترشئی آکسائیڈز آزادانہ گرم کرنے پر اکثر ناقیام پذیر ہوتے ہیں اور اس لیے وہ اساسی آکسائیڈز کے ساتھ آکسیجن کے راست اتحاد سے نہیں بن سکتے - لیکن کاوی قلی یا کاربونیٹ کی موجودگی میں، کلوریٹ نائیٹریٹ یا کرۂ ہوائی کی ہوا سے جو تکسید واقع ہوتی ہے، وہ اعلیٰ تر آکسائیڈ کا قیام پذیر نمک بن جانے کی وجہ سے بلند تپش پر بھی مستقل رہتی ہے - اس قاعدے کی بہترین مثال کرومک آکسائیڈ یا مینگنیز ڈائی آکسائیڈ کی تکسید ہے، جو ان اشیا کو تکسیدی عامل کی موجودگی میں یا ہوا میں کھلا رکھ کر قلی کے ساتھ پگلانے سے عمل میں لائی جاتی ہے اس میں جو تعاملات دراصل واقع ہوتے ہیں وہ ذیل کی مساواتوں سے تعبیر کیے جا سکتے ہیں -

$$Cr_2O_3 + 3O = 2CrO_3$$

اور

$$MnO_2 + O = MnO_3$$

عملی طور پر اس تغیر سے کرومیٹ K_2CrO_4 اور مینگنیٹ K_2MnO_4 بن جاتا ہے۔ نائیٹریٹ یا کلوریٹ جو اس غرض سے استعمال کیا جاتا ہے، وہ خود نائیٹرائیٹ یا کلورائیڈ میں تحویل ہو جاتا ہے۔ چنانچہ مکمل تعاملات حسبِ ذیل مساواتوں سے تعبیر کیے جاتے ہیں:۔

$$\begin{cases} Cr_2O_3 + 3KNO_3 + 2K_2CO_3 = 2K_2CrO_4 + 3KNO_2 + 2CO_2, \\ Cr_2O_3 + KClO_3 + 2K_2CO_3 = 2K_2CrO_4 + KCl + 2CO_2, \end{cases}$$

$$\begin{cases} MnO_2 + KNO_3 + K_2CO_3 = K_2MnO_4 + KNO_2 + CO_2, \\ 3MnO_2 + KClO_3 + 3K_2CO_3 = 3K_2MnO_4 + KCl + 3CO_2. \end{cases}$$

بعض پر آکسائیڈز مثلاً لیڈ اور سوڈیم کے پر آکسائیڈز خشک طریقے سے تکسید کے لیے موزوں ہوتے ہیں۔ نامیاتی مرکبات جن میں گندک اور فاسفورس شامل ہوتی ہے سوڈیم پر آکسائیڈ بہ افراط ملا کر گرم کرنے پر تکسید ہو جاتے ہیں جس سے سوڈیم سلفیٹ اور فاسفیٹ بن جاتا ہے۔

خشک اوزون کرہ ہوا کی تپش پر پارے اور چاندی کو سطحی طور پر تکسید کر دیتی ہے۔

تر طریقے سے تکسید

بعض اشیا کو کرہ ہوا کی آکسیجن رطوبت کی موجودگی میں معمولی تپش پر تکسید کر دیتی ہے۔ مثلاً اگر فاسفورس یا لوہچون ایک بند برتن میں ہوا اور پانی کے ساتھ تماس کی حالت میں رکھ دیا جائے تو وہ بالتدریج آکسیجن کو جذب کرتا ہے۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ کی موجودگی میں لوہے کو جلد زنگ لگتا ہے۔ سیسے کی زنگ خوردگی میں پہلے ہائیڈرا کسائیڈ کا محلول بنتا ہے

$$2Pb + 2H_2O + O_2 = 2Pb(OH)_2$$

اور پھر کاربن ڈائی آکسائیڈ کی موجودگی سے اساسی کاربونیٹ کا رسوب پیدا ہوتا ہے۔
اوزون بعض اشیا کو حالت محلولی میں تکسید کرتی ہے۔ مثلاً یہ پوٹاسیم آیوڈائیڈ سے آیوڈین کو آزاد کر دیتی ہے۔

$$2KI + O_3 + H_2O = 2KOH + I_2 + O_2 ;$$

عمل تکسید سے یہ بعض رنگ دار مادّوں کے رنگ کو بھی کاٹ دیتی ہے۔ لیکن ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کو مساوات ذیل کے مطابق تحویل کرتی ہے:۔

$$O_3 + H_2O_2 = H_2O + 2O_2$$

اسی طرح سے ہائیڈروجن پر آکسائیڈ بھی تکسیدی عامل اور محول دونوں کا کام دیتا ہے۔ اس کا تکسیدی عمل بالعموم تعدیلی یا قلوی محلول میں ہوتا ہے۔ مثلاً لیڈ سلفائیڈ کو جو پانی میں معلق ہو یہ سلفیٹ میں، اور مینگنیس ہائیڈر اکسائیڈ کو ڈائی آکسائیڈ میں تکسید کر دیتا ہے۔ اور اگر محلول ترشئی ہو تو پھر عام طور پر تحویل واقع ہوتی ہے۔ مثلاً پرمینگینیٹ اور MnO_2 مینگنیس نمک میں تحویل ہو جاتا ہے۔
سوڈیم پر آکسائیڈ پانی کی موجودگی میں کرومک آکسائیڈ کو تکسید کر کے کرومیٹ پیدا کر دیتا ہے۔

$$Cr_2O_3 + 3Na_2O_2 + H_2O = 2Na_2CrO_4 + 2NaOH ;$$

لیڈ پر آکسائیڈ بھی قلی کی موجودگی میں اسی طرح سے عمل کرتا ہے۔

$$Cr_2O_3 + 3PbO_2 + 4KOH = 2K_2CrO_4 + 3PbO + 2H_2O$$

سوڈیم پر آکسائیڈ بھی قلوی سلفائیڈز کو بحالت محلول سلفیٹس میں تکسید کر دیتا ہے۔

$$Na_2S + 4Na_2O_2 + 4H_2O = Na_2SO_4 + 8NaOH ;$$

مینگنیس مرکبات کو یہ آبیدہ مینگینیز ڈائی آکسائیڈ میں تکسید کر دیتا ہے۔

سوڈیم پر آکسائیڈ کے محاول کے ذریعے سے مینگینیز کے مرکبات اس سے اعلیٰ تر درجۂ تکسید تک نہیں پہنچائے جا سکتے۔ کیونکہ اس طرح ہائیڈروجن پر آکسائیڈ پیدا ہوتا ہے اور وہ ان حالات میں پرمینگنیٹس اور مینگنیٹس کو مینگینیز ڈائی آکسائیڈ میں تحویل کر دیتا ہے۔ جیساکہ ذیل کی مساواتوں سے ظاہر ہے :-

$$Mn_2O_7 + 3H_2O_2 = 2MnO_2 + 3H_2O + 3O_2 ,$$
$$MnO_3 + H_2O_2 = MnO_2 + H_2O + O_2 .$$

آکسی تُرشوں کی قابلیتِ تکسید کا باعث وہ آسانی ہے جس سے وہ اپنی آکسیجن کو چھوڑ دیتے ہیں۔

نائیٹرک ترشہ حسبِ ذیل مرحلوں میں تحویل ہوتا ہے :-

$$2HNO_3 \longrightarrow H_2O + 2NO_2 + O, \longrightarrow H_2O + N_2O_3 + 2O, \longrightarrow H_2O$$
$$+ 2NO + 3O, \longrightarrow H_2O + N_2O + 4O, \longrightarrow H_2O + N_2 + 5O.$$

اس طرح ہائیڈراکسل امین اور ایمونیا بھی ذیل کی مساواتوں کے مطابق پیدا ہو سکتا ہے :-

$$HNO_3 + 6H = NH_2OH + 2H_2O ,$$

$$HNO_3 + 8H = NH_3 + 3H_2O.$$

دھاتوں، ادھاتوں، آکسائیڈز، سلفائیڈز، نمکوں اور نامیاتی مادے کو تکسید کرنے کے لیے ہلکا یا مرتکز نائیٹرک ترشہ استعمال کیا جا سکتا ہے۔

تحویل کے حاصل کی نوعیت ترشے اور محول کے اضافی ارتکاز، نیز آخرالذکر کی نوعیت پر منحصر ہے۔

یہاں ہم دھاتوں سے نائیٹرک تُرشے کی تحویل کے متعلق بحث کر سکتے ہیں۔ اس پر دو طرح سے غور کیا جا سکتا ہے۔ ایک تو یہ کہ تُرشے پر دھات کے عمل سے ناشی ہائیڈروجن آزاد ہوتی ہے اور وہ پھر تُرشے کی مزید مقدار کو

تحویل کردیتی ہے ۔ دوسرے یہ کہ خود دھات تُرشے کی براہِ راست تحویل کرتی ہے
اب چاندی، پارا، تانبا اور بسمتھ ایسی دھاتیں ہیں جن کا سرد ہلکا کیے سلفیورک یا
ہائیڈروکلورک تُرشے پر قابلِ احساس عمل نہیں ہوتا، اس لیے یہ اغلب نہیں کہ
یہ دھاتیں ناشی ہائیڈروجن کے ذریعے سے نائیٹرک ترشے کی تحویل کرتی ہوں۔
اور فی الواقع سرد ہلکا یا نائیٹرک تُرشہ استعمال کرنے سے کوئی گیس خارج نہیں
ہوتی۔ لیکن اگر نائیٹرک تُرشے میں نائیٹرس تُرشے کا شائبہ یا نائیٹروجن کا کوئی
ادنیٰ تر آکسائیڈ موجود ہو یا تحلیل کا آغاز کرنے کے لیے وہ گرم کیا جائے تو عمل
فی الفور شروع ہو جاتا ہے جس سے نائیٹرک آکسائیڈ خارج ہوتا اور دھاتی
نائیٹریٹ بن جاتا ہے۔ تانبے کی صورت میں غالباً مندرجۂ ذیل تعاملات[1]
واقع ہوتے ہیں، اور دوسری مذکورۂ بالا دھاتوں کی صورت میں بھی یہی ہوتا ہے:۔

(i) $Cu + 4HNO_2 = Cu(NO_2)_2 + 2H_2O + 2NO,$

(ii) $Cu(NO_2)_2 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2HNO_2,$

(iii) $HNO_3 + 2NO + H_2O = 3HNO_2,$

یا جمع کرنے پر

$$Cu + 3HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + HNO_2 + H_2O.$$

نائیٹرس ترشہ جو اس طرح پیدا ہوتا ہے، پھر یوں تحلیل ہو جاتا ہے:۔

$$3HNO_2 = HNO_3 + 2NO + H_2O.$$

اس کے متعلق ایک اور رائے مندرجۂ ذیل مساواتوں سے ظاہر ہوتی ہے[2]:۔

$$3Cu + 6HNO_3 = 3Cu(NO_3)(NO_2) + 3H_2O,$$

$$3Cu(NO_3)(NO_2) + 2HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + H_2O + 2NO.$$

---

[1] Veley, Roy. Soc. Trans. (1891), 182, A. 279-317.
[2] Stansbie, F. Soc. Chem. Ind. (1913), 32, 311.

زیادہ برقی مثبت دھاتوں کے متعلق، جو ہلکائے سلفیورک ترشے اور مرتکز یا ہلکائے ہائیڈروکلورک ترشے سے ہائیڈروجن کی قابل احساس مقدار آزاد کرتی ہیں، یہ فرض کیا جاسکتا ہے کہ وہ نائیٹرک ترشے کو ناشی ہائیڈروجن کے ذریعے سے تحویل کرسکتی ہیں۔ ان دھاتوں میں میگنیشیئم، جست، کیڈمیئم، لوہا، ایلومینیئم، قلعی، اور سیسا شامل ہیں۔ اول الذکر دھاتیں یعنی چاندی، پارا، تانبا، اور بسمتھ نائیٹرک ترشے کو ہائیڈراکسل امین اور ایمونیا میں کبھی تحویل نہیں کرتیں۔ لیکن آخرالذکر دھاتیں نائیٹرس آکسائیڈ اور نائیٹروجن کے علاوہ (جو غالباً نائیٹرس ترشے اور ایمونیا کے باہمی عمل سے بنتی ہے) یہ اشیا بھی پیدا کرسکتی ہیں۔ ہلکائے نائیٹرک ترشے پر میگنیشیئم کے عمل سے جو گیس پیدا ہوتی ہیں ان میں فی الحقیقت خود ہائیڈروجن بھی شامل ہوتی ہے۔ یہ کہنا مشکل ہے کہ کس حد تک ناشی ہائیڈروجن اور کس حد تک خود کوئی دھات۔ نائیٹرک ترشے کی نائیٹرس ترشے اور ادنیٰ تر مرکبات میں تحویل کی ذمہ دار ہے۔ تاہم ایمونیا کی پیدائش میں ناشی ہائیڈروجن کا حصہ لینا ضروری ہے۔ تانبجستی جُفت کے ذریعے سے اور تھوڑے سے ہلکائے سلفیورک ترشے کی موجودگی میں لوہچون سے ہلکا یا نائیٹرک ترشہ ایمونیا میں تحویل ہوجاتا ہے۔

بعض صورتوں، بالخصوص سرخ فاسفورس، آرسینیئس آکسائیڈ اور نامیاتی مرکبات کی تکسید میں، نائیٹرک ترشے کی تحویل سے نائیٹروجن پر آکسائیڈ حاصل ہوتا ہے۔ معتدل طاقت کے نائیٹرک ترشے اور دھاتی قلعی کے تعامل سے بھی یہ پیدا ہوتا ہے۔ لیکن اس صورت میں یہ محض نائیٹرک ترشے کی تحویل کا حاصل نہیں، کیونکہ اسٹینک نائیٹریٹ جو پہلے بنتا ہے ناقیام پذیر ہونے کی وجہ سے یوں تحلیل ہوتا ہے:۔

$$Sn(NO_3)_4 = SnO_2 + 4NO_2 + O_2.$$

لہٰذا اگر کسی دھات کے برقی مثبت خواص کمزور ہوں تو نائیٹریٹ کے بجائے اس کا سب سے زیادہ قیام پذیر آکسائیڈ بنتا ہے۔ اسی طرح سے اینٹیمنی Sb_2O_5 میں

تکسید ہوتا ہے اور ادھاتوں کی صورت میں فاسفارک ترشہ جو P_2O_5 کا متناظر ہے، آرسینک ترشہ جو As_2O_5 کا متناظر ہے اور آیوڈک ترشہ جو I_2O_5 کا متناظر ہے، بنتا ہے۔ گندک سلفیورک ترشے میں تبدیل ہوتی ہے لیکن برومین اور کلورین پر نائیٹرک ترشے کا کچھ عمل نہیں ہوتا۔

سلفیورک ترشہ بھی تکسیدی عامل کا کام دے سکتا ہے۔ وہ دھاتیں جو نہ تو معتدل حرارت پر بھاپ کو تحلیل کرتی ہیں اور نہ ہی ہلکائے ترشوں سے ہائیڈروجن کو آزاد کرتی ہیں نیز کئی ایسی دھاتیں جو یہ دونوں کام کر سکتی ہیں گرم طاقتور سلفیورک ترشے سے تکسید ہو جاتی ہیں۔ مثلاً تانبے کی صورت میں حسبِ ذیل تغیرات واقع ہوتے ہیں :—

$$H_2SO_4 = H_2O + SO_2 + O \; ; \; Cu + O = CuO \; ;$$
$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O \; ;$$

یا

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O.$$

عام طور پر سلفیورک ترشے کا کچھ حصہ دھاتی تانبے کی افراط سے بھی تحویل ہوتا ہے، جس سے Cu_2S بنتا ہے :—

$$5Cu + 4H_2SO_4 = Cu_2S + 3CuSO_4 + 4H_2O.$$

اگر کاربن استعمال کی جائے تو سلفر ڈائی آکسائیڈ اور کاربن ڈائی آکسائیڈ پیدا ہوتا ہے۔ کلورک، برومک، آیوڈک، پرکلورک اور پرآیوڈک ترشہ نیز کلورین اور آیوڈین کے آکسائیڈز تکسیدی عامل ہیں۔ ان مرکبات میں آکسیجن کی جو مقدار ہیلائیڈ کی حد سے زیادہ ہوتی ہے۔ وہ قابلِ حصول آکسیجن ہے۔ مثلاً آیوڈک اور ہائیڈرایاڈک ترشے کا ایک دوسرے کے ساتھ یوں تعامل ہوتا ہے:—

$$HIO_3 + 5HI = 3H_2O + 3I_2.$$

ہائپوکلورائیٹس، ہائپوبرومائیٹس اور ہائپوآیوڈائیٹس کے آبی محلول بہ آسانی تحلیل ہوجانے کی وجہ سے تکسیدی عمل کرتے ہیں :۔ $NaOX = NaX + O$

ایمونیا اور یوریا جیسے ایمائیڈز کا نائیٹروجن میں تکسید ہونا اس کی بہت اچھی مثال ہے۔ اس طرح یہ مرکبات قابلِ حصول آکسیجن کے ماخذ ہیں، جو آزادی کی حالت میں رنگ کٹ سفوف بہ محلول پر کوبالٹس آکسائیڈ کے حاملانہ عمل سے تیار کی جاسکتی ہے۔

کرومیٹس یا ڈائی کرومیٹس اور پرمینگنیٹس کے ذریعے سے تکسید اس وجہ سے ہوسکتی ہے کہ ترشئی اور اساسی آکسائیڈز CrO_3 اور Cr_2O_3 نیز Mn_2O_7 اور $2MnO$ میں آکسیجن کا تناسب مختلف ہے۔ لیکن پرمینگنیٹس کی صورت میں تحویل کے متعدد مراحل ہوسکتے ہیں :۔

$$Mn_2O_7 \rightarrow 2MnO_3 + O \rightarrow 2MnO_2 + 3O \rightarrow 2MnO + 5O ;$$

جو تعامل کے قلوی محلول میں واقع ہونے پر خصوصیت کے ساتھ نمایاں ہوتے ہیں۔ چنانچہ سرد قلوی محلول پر معتدل محوّلوں کے عمل سے سبز رنگ کا قلوی مینگنیٹ مثلاً Na_2MnO_4 بنتا ہے۔ تعدیلی محلول میں یا زیادہ پُر زور تحویل پر جس میں حرارت سے مدد لی گئی ہو آبیدہ مینگنیز ڈائی آکسائیڈ کا رسوب پیدا ہوتا ہے۔ اگر کوئی زیادہ قیام پذیر چیز بن سکتی ہو تو اس شئے کی مزید تحویل بھی کی جاسکتی ہے۔ مثلاً جب قلوی سلفائیڈ اور آزاد قلی کا محلول بہ افراط لے کر اُس میں پوٹاسیم پرمینگنیٹ کا ہلکا یا محلول ملایا جاتا ہے، تو آبیدہ مینگنیز ڈائی آکسائیڈ جس کا پہلے رسوب پیدا ہوتا ہے زیادہ قیام پذیر مینگنس سلفائیڈ میں تبدیل ہوجاتا ہے، اور اس کے ساتھ ہی ساتھ قلوی سلفائیڈ سلفیٹ میں تکسید ہوتا ہے۔ ترشئی محلول میں تحویل کے یہ تدریجی مرحلے اس خوبی سے نظر نہیں آتے کیونکہ اُس صورت میں حل پذیر مینگنس نمک جو قیام پذیر بھی ہے زیادہ آسانی سے بن سکتا ہے۔ تاہم بعض صورتوں میں آبیدہ مینگنیز ڈائی آکسائیڈ کی پیدائش ایک لمحے کے لیے نظر آسکتی ہے۔ تعامل میں جو مینگنس نمک بنتا ہے، بعض اوقات خود بھی

تکسید میں مدد دیتا ہے۔ پہلے وہ تکسید سے ڈائی آکسائیڈ میں تبدیل ہوتا اور پھر تحویل ہو جاتا ہے۔ پرمنگینیٹ کے ذریعے سے آکسیلیٹ کے ترشائے ہوئے گرم محلول کی تکسید میں بھی ہوتا ہے۔

کرومیٹس اور ڈائی کرومیٹس کی تحویل میں یہ درمیانی مرحلے نظر نہیں آتے۔ ترشئی محلول میں کرومک نمک پیدا ہوتے ہیں اور تعدیلی یا قلوی محلول میں اساسی کرومک نمک یا خود آبیدہ کرومک آکسائیڈ بن جاتا ہے۔ کروسس نمک بہت زیادہ تکسید پذیر ہونے کی وجہ سے صرف ہوا کی غیر موجودگی میں طاقتور محولوں ہی سے بن سکتے ہیں۔

ہلکائے سلفیورک ترشے کی موجودگی میں پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ اور پوٹاسیم پرمنگینیٹ کے محلول کا تکسیدی عمل ذیل کی مساواتوں سے تعبیر کیا جاسکتا ہے:—

$$K_2Cr_2O_7+4H_2SO_4=K_2SO_4+Cr_2(SO_4)_3+4H_2O+3O,$$

$$2KMnO_4+3H_2SO_4=K_2SO_4+2MnSO_4+3H_2O+5O;$$

یہ مساواتیں حسب ذیل سادہ تر رشتوں سے حاصل کی گئی ہیں؛

$$K_2Cr_2O_7=K_2O+Cr_2O_3+3O,$$

اور

$$2KMnO_4=K_2O+2MnO+5O.$$

مثال کے طور پر فیرس سلفیٹ کی فیرک سلفیٹ میں تکسید کا ذکر کیا جاسکتا ہے۔

چونکہ

$$2FeO+O=Fe_2O_3$$

اس لیے مکمل مساواتیں یہ شکل اختیار کرتی ہیں:—

$$K_2Cr_2O_7+6FeSO_4+7H_2SO_4=K_2SO_4+Cr_2(SO_4)_3$$

$$+3Fe_2(SO_4)_3+7H_2O,$$

اور

$$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + 8H_2O.$$

یہ دونوں متعامل پوٹاسیم آیوڈائیڈ سے آیوڈین کو آزاد کرتے ہیں، سلفرس ترشے کو سلفیورک ترشے میں تکسید کرتے ہیں جس کے ساتھ پرمینگینیٹ کی صورت میں کچھ ڈائی تھایونک ترشہ $H_2S_2O_6$ بھی بنتا ہے۔ علاوہ ازیں یہ ہائیڈروجن سلفائیڈ کو پانی اور گندک میں تکسید کرتے ہیں جس کے ساتھ کچھ سلفیورک ترشہ بھی پیدا ہوتا ہے۔ علیٰ ہذا القیاس پرمینگینیٹ کے ترشائے ہوئے محلول کا ہائیڈروجن پرآکسائیڈ کے ساتھ یوں تعامل ہوتا ہے :-

$$H_2O_2 + O = H_2O + O_2,$$

اور آکسیلک ترشے کو وہ یوں تکسید کرتا ہے :-

$$H_2C_2O_4 + O = H_2O + 2CO_2.$$

جب یہ تعاملات علیحدہ وقوع پذیر ہوں تو ان کی مکمل مساواتیں متذکرۂ بالا اصول کے مطابق مرتب کی جاسکتی ہیں۔

کرومک ترشے سے پرمینگینک ترشہ کم قیام پذیر ہے لہٰذا تکسید کی غرض سے یہ زیادہ موزوں ہونا چاہیے۔ چنانچہ یہ فرق ان دو اشیا کے ہائیڈروجن سلفائیڈ کو تکسید کرنے کی شرح نیز ہائیڈروکلورک ترشے کے ساتھ ان کے سلوک سے عیاں ہوتا ہے۔ یہ دونوں ہائیڈروکلورک ترشے کو تکسید کرسکتے ہیں جس سے کلورین خارج ہوتی ہے۔ لیکن کرومک ترشے کی صورت میں اس غرض سے معتدبہ ارتکاز اور حرارت درکار ہوتی ہے، حالانکہ پرمینگینک ترشہ ہائیڈروکلورک ترشے کے سرد ہلکائے محلول ہی کو آہستہ آہستہ تکسید کردیتا ہے۔

کلورین یا تو بلاواسطہ اتحاد سے تکسید کرتی ہے جس کی مثال فیرس کلورائیڈ کی

فیرک کلورائیڈ میں تبدیلی ہے :۔ $2FeCl_2+Cl_2=2FeCl_3$ اور یا آکسیجن یا کسی اور برقی منفی اصلیے کے اضافے سے ۔ مثلاً قلی کی موجودگی میں کلورین نکلس ہائیڈراکسائیڈ کو آبیدہ نکل ڈائی آکسائیڈ میں تبدیل کر دیتی ہے ۔

$$Ni(OH)_2+2KOH+Cl_2=NiO_2+2KCl+2H_2O$$

یہ اُس تعامل کے مانند ہے جو ہائپو کلورائیٹس سے ظہور میں آتا ہے لیکن ہائیڈروجن یا کسی دھات کے دُور ہو جانے سے بھی تکسید کا عمل وقوع پذیر ہو سکتا ہے چنانچہ فیرو سائنائیڈ کے فیری سائنائیڈ میں اور کوبالٹو سائنائیڈ کے کوبالٹی سائنائیڈ میں تبدیل ہونے میں یہی ہوتا ہے :۔

$$2K_4Fe(CN)_6+Cl_2=2K_3Fe(CN)_6+2KCl;$$

$$2K_4Co(CN)_6+Cl_2=2K_3Co(CN)_6+2KCl.$$

مگر ان تعاملات میں فی الحقیقت فیرس مرکبات فیرک مرکبات میں اور کوبالٹس مرکبات کوبالٹک مرکبات میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔ کیونکہ

$$K_4M(CN)_6=4KCN, M(CN)_2,$$

اور

$$K_3M(CN)_6=3KCN, M(CN)_3.$$

سلور آکسائیڈ کا تکسیدی عمل اُن صورتوں میں ہوتا ہے جن میں یہ دھاتی چاندی میں تحویل ہوتا ہے ۔ اِس کی بہترین مثال ٹارٹیریٹس، فارمیٹس اور انگوری شکر کے محلولوں کی تکسید ہے، جس میں عملِ ترسیب سے ظرف کی اندرونی دیواروں پر چاندی کا آئینہ بن جاتا ہے۔

خشک طریقے سے تحویل

خشک طریقے سے تحویل کے تعاملات، آزاد عناصر بالخصوص دھاتوں کی

تیاری میں، بہت کچھ اہمیت رکھتے ہیں۔ اس تحویل کی مشہور مثالیں مندرجۂ ذیل مساواتوں سے واضح ہوتی ہیں :-

(۱) $K_2CO_3+2C=2K+3CO.$

(۲) $4KOH+3Fe=4K+Fe_3O_4+2H_2.$

(۳) $AlCl_3+3Na=Al+3NaCl.$

(۴) $Na_2SiF_6+4Na=Si+6NaF.$

(۵) $SnO_2+2C=Sn+2CO.$

(۶) $Fe_3O_4+4C=3Fe+4CO.$

(۷) $CoO+H_2=Co+H_2O.$

(۸) $2AgCl+2Hg=2Ag+Hg_2Cl_2.$

(۹) $Cr_2O_3+2Al=2Cr+Al_2O_3.$

(۱۰) $2PbO+PbS=3Pb+SO_2$ اور $PbSO_4+PbS=2Pb+2SO_2.$

فلزکاری کے بہت سے مشہور و معروف تغیرات مندرجۂ بالا تعاملات میں شامل ہیں۔ تعامل (۹) جو نہ صرف کرومک بلکہ فیرک آکسائیڈ کے لیے بھی استعمال کیا جاسکتا ہے گولڈ شمٹ[۱] کا تعامل کہلاتا ہے۔ ایک دفعہ فتیلے کے ذریعے سے شروع ہو جانے کے بعد یہ خود بخود جاری رہتا ہے کیونکہ اس عمل کے دوران میں حرارت کی معتدبہ مقدار پیدا ہوتی ہے۔

محلول میں تحویل

کئی صورتوں میں تحویل محلول میں واقع ہوتی ہے۔

ناشی ہائیڈروجن کے عمل سے حسب ذیل تغیرات وقوع پذیر ہوتے ہیں :- Cl' یا SO_4'' کے دُور ہو جانے سے فیرک نمک فیرس نمکوں میں تحویل ہوتے ہیں۔ جست اور ہلکائے ترشوں کے ذریعے سے کلوریٹس اور نائیٹریٹس کلورائیڈز

[۱] Goldschmidt

اور نائیٹرائیٹس یا ادنیٰ ترمرکبات میں تبدیل ہوتے ہیں جستی گرد اور پانی یا ترشے، قلعی اور ہائیڈروکلورک ترشے، ملغم سوڈیم، ملغم الومینیئم اور سوڈیم اور ایمل الکوہل کے تعامل سے نامیاتی مرکبات تحویل ہوتے ہیں۔

محول نمکوں اور اسی قسم کے دیگر مرکبات کے محولانہ عمل کی وجہ یہ ہے کہ وہ ایسے مرکبات میں تبدیل ہوجاتے ہیں جن میں برقی منفی جزو کا تناسب زیادہ ہوتا ہے۔ مثلاً $SnCl_2$ ، $SnCl_4$ میں اور $FeCl_2$ ، $FeCl_3$ میں تبدیل ہوجاتا ہے۔ اور یا وہ ایسے نمک میں تبدیل ہوجاتے ہیں جس میں آکسیجن کا تناسب زیادہ ہوتا ہے۔ مثلاً فیرک نمکوں، نائیٹرک ترشے، اور آیوڈک ترشے کی تحویل سے سلفرس ترشہ اور سلفائیٹس، سلفیورک ترشے اور سلفیٹس میں تکسید ہوجاتے ہیں۔ آیوڈک ترشے کی تحویل سے آیوڈین آزاد ہوتی ہے۔

جن ہائیڈرائیڈز کا محولوں کے زمرے میں شمار ہوا ہے وہ اپنی ناقیام پذیری کے باعث، یا اس وجہ سے کہ اُن کی ہائیڈروجن، آکسیجن یا کلورین سے زیادہ مالوف ہوتی ہے، محولانہ عمل کرتے ہیں۔ ان دو قسموں کی مثال علی الترتیب ہائیڈریاڈک ترشہ اور ہائیڈروجن سلفائیڈ ہے۔

$$2HI = I_2 + 2H$$

$$H_2S + O = H_2O + S.$$

تحویل کی ایک دلچسپ مثال جس کا پہلے بھی ذکر آچکا ہے دو تکسیدی عاملوں کی باہمی تحلیل ہے جس سے آکسیجن خارج ہوتی ہے۔ مثلاً ہائیڈروجن ڈائی آکسائیڈ اور اوزون ایک دوسرے کو یوں تحلیل کرتے ہیں:

$$H_2O_2 + O_3 = H_2O + 2O_2$$

اور ہائیڈروجن ڈائی آکسائیڈ اور پرمینگنیٹ کا ترشایا ہوا محلول بھی ایک دوسرے کو تحلیل کر دیتا ہے جیسا کہ پہلے بیان کیا گیا۔

ایک ہی شے کی بیک وقت تکسید اور تحویل بھی وقوع میں آسکتی ہے،

اور چونکہ اس میں خود وہی چیز تکسید کا کام دیتی ہے، اس لیے اس کو ہم "تکسید بالذات" کہہ سکتے ہیں۔ مندرجۂ ذیل تعاملات سے اس عمل کی توضیح ہوتی ہے۔

جب ہائپوکلورائیٹس کا محلول گرم کیا جاتا ہے تو کلورائیڈز اور کلوریٹس پیدا ہوتے ہیں۔ کلوریٹ، ہائپوکلورائیٹ کا تکسیدی حاصل ہے اور ہائپوکلورائیٹ کے ساتھ آکسیجن کے امتزاج سے جو ہائپوکلورائیٹ ہی کے ایک اور حصے سے ماخوذ ہوتی ہے بنتا ہے۔ مثلاً

$$2NaOCl = 2NaCl + 2O$$

$$NaOCl + 2O = NaOClO_2,$$

یا

$$3NaOCl = 2NaCl + NaClO_3.$$

حرارت کے عمل سے پوٹاسیم کلوریٹ کے پرکلوریٹ میں تبدیل ہونے کی توجیہ بھی اِسی اصول پر کی جا سکتی ہے:—

$$4KClO_3 = 3KClO_4 + KCl$$

اور پوٹاسیم کلوریٹ پر سلفیورک ترشے کے عمل سے کلورین پر آکسائیڈ اور پوٹاسیم پرکلوریٹ کی پیدائش کے لیے بھی یہی توجیہ پیش کی جا سکتی ہے:—

$$2KClO_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2HClO_3$$

$$2HClO_3 = H_2O + 2ClO_2 + O$$

$$KClO_3 + O = KClO_4$$

لہٰذا

$$3KClO_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + KClO_4 + 2ClO_2 + H_2O.$$

فاسفورس اور ہائپوفاسفورس ترشے گرم کرنے پر تحویل بالذات اور تکسید بالذات سے

فاسفین اور فاسفارک ترشہ پیدا کر دیتے ہیں:۔

$$4H_3PO_3 = PH_3 + 3H_3PO_4.$$

$$2H_3PO_2 = PH_3 + H_3PO_4.$$

نائیٹرس ترشے کا آبی محلول خود بخود نائیٹرک ترشے اور نائیٹرک آکسائیڈ میں تبدیل ہوجاتا ہے:۔

$$3HNO_2 = HNO_3 + 2NO + H_2O;$$

قلوی سلفائیٹ اور تھایو سلفیٹ جب ہوا کی غیر موجودگی میں بھونے جاتے ہیں تو وہ علی الترتیب سلفیٹ اور سلفائیڈ اور سلفیٹ اور پالی سلفائیڈ میں تبدیل ہوجاتے ہیں:۔

$$4Na_2SO_3 = 3Na_2SO_4 + Na_2S$$

$$4Na_2S_2O_3 = 3Na_2SO_4 + Na_2S_5.$$

پانچواں باب

گروہ اول

۳ Li (۶٫۹۴)

۱۱ Na (۲۳٫۰۰)

ذیلی گروہ ا	ذیلی گروہ ب
۱۹ K (۳۹٫۱۰)	۲۹ Cu (۶۳٫۵۷)
۳۷ Rb (۸۵٫۴۵)	۴۷ Ag (۱۰۷٫۸۸)
۵۵ Cs (۱۳۲٫۸۱)	
	۷۹ Au (۱۹۷٫۲)

صنف نما عناصر لیتھیم اور سوڈیم، نیز ذیلی گروہ ا کے تین رُکن پوٹاسیم، رُبیڈیم اور سیزیم، قلوی دھاتوں کے خاندان میں شامل ہیں۔ اس ذیلی گروہ کے ایک اعلیٰ تر رُکن (جوہری عدد ۸۷) کی تلاش جس کے وجود کا دوری جماعت بندی سے سُراغ ملتا ہے ابھی تک کامیاب ثابت نہیں ہوئی[۱]۔ یہ عناصر ایک دوسرے

[۱] Dennis and Wyckoff. *F. Amer. Chem.* Soc. (1920), 42, 985,

کے ساتھ قریبی رشتہ رکھتے ہیں اور ان کے طبیعی اور کیمیائی خواص دونوں میں باقاعدہ تدرّج پایا جاتا ہے۔

ذیلی گروہ ب کے عناصر تانبا، چاندی، اور سونا قلوی دھاتوں سے مشابہت نہیں رکھتے، بلکہ کئی اُمور میں وہ اِن دھاتوں سے نمایاں اختلاف کا اظہار کرتے ہیں۔ دوری جدول میں اپنے مقام کے لحاظ سے ایک طرف تو وہ گروہ ہشتم کی دھاتوں نکل، پیلیڈیم اور پلاٹینم سے رشتہ جوڑتے ہیں اور دوسری طرف جست، کیڈمیئم اور پارے سے، جو گروہ دوم ب کے ارکان ہیں۔ جیسا کہ آگے چل کر معلوم ہوگا اسی رشتے کی واقفیت کی بنا پر ان تین عناصر کا ذیلی گروہ اول ب میں جگہ پانا جائز ٹھہرتا ہے۔ اس کے ساتھ ہی یہ بتا دینا بھی ضروری ہے کہ ا اور ب ذیلی گروہوں کے عناصر کے خواص کا اختلاف انتہائی گروہوں اول اور ہفتم کی صورت میں سب سے زیادہ اور گروہ چہارم کی صورت میں سب سے کم ہے۔

قلوی دھاتیں

ان دھاتوں کے قدرتی وقوع ہی سے ان کی مماثلت ظاہر ہوتی ہے۔ مثلاً لیتھیم، سوڈیم اور پوٹاسیم کے ساتھ بعض فاسفیٹس اور سلیکیٹس، نیز معدنی چشموں کے پانی اور نباتات میں پائی جاتی ہے۔ سوڈیم اور پوٹاسیم فیلسپار (felspar) اور دوسرے سلیکیٹس میں، نیز اسٹاشفرٹ کے مطروحات میں کلورائیڈز کے طور پر اکٹھی پائی جاتی ہیں۔ اسی طرح سے رُبیڈیم اور سیزیم اسٹاشفرٹ کے معدنی پانی اور سلیکیٹس میں، جن میں لیتھیم سوڈیم اور پوٹاسیم بھی شامل ہوسکتی ہے پائی جاتی ہیں۔ لیپیڈولائیٹ[1] یا لیتھیائی ابرق (lithia mica) کے بعض نمونوں میں تمام قلوی دھاتیں موجود ہوتی ہیں۔ سوڈیم اور پوٹاسیم کے مرکبات تو بکثرت پائے جاتے ہیں، لیکن لیتھیم کے مرکبات کسی قدر، اور رُبیڈیم اور سیزیم کے مرکبات

[1] Lepidolite

بہت کمیاب ہیں - قلوی دھاتیں اپنے کلورائیڈز یا ہائیڈر اکسائیڈز کی برق پاشیدگی سے، یا نابیدہ کلورائیڈز کو کیلسیم کے ساتھ گرم کرکے، یا لیتھیم کے سوا جو صرف بلند تپش پر طیران پذیر ہے آکسائیڈز کو کاربن یا لوہے ایلومینیم اور میگنیشیم جیسی دھاتوں کے ساتھ گرم کرکے، تیار کی جاتی ہیں - ان دھاتوں کے اہم طبیعی خواص حسب ذیل ہیں :-

	Li	Na	K	Rb	Cs.
کثافت	۰٫۵۳۴	۰٫۹۷۲۳	۰٫۸۵۹	۱٫۵۲۵	۱٫۹۰۳
جوہری حجم	۱۳٫۰	۲۳٫۷	۴۵٫۵	۵۶٫۰	۶۹٫۸
نقطۂ اماعت	°۱۸۰٫۱	°۹۷٫۶	°۶۲٫۳	°۳۸٫۵	°۲۶—۲۷
نقطۂ جوش	بہت بلند	°۷۴۲	°۶۶۷	°۶۹۶	°۶۷۰

یہ دھاتیں اور ان کے نمک بنسنی شعلے میں رنگ پیدا کرتے ہیں - ان سے جو طیف بنتے ہیں اُن میں بہت کم خطوط موجود ہوتے ہیں - چونکہ دھاتوں اور نمکوں سے ایک ہی طرح کے طیف حاصل ہوتے ہیں، اس سے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ نمک شعلہ میں داخل ہو کر منفرق ہو جاتے ہیں -

ان طبیعی خواص کے مقابلے سے لیتھیم سے سیزیم تک تدرّج کا پتا چلتا ہے - ان دھاتوں کی کثافت بالخصوص کم ہے جوہری حجم زیادہ ہے اور بالتدریج بڑھتا جاتا ہے - اس وجہ سے یہ دھاتیں لوتھر مائر کے جوہری حجموں کے منحنی کے راسوں پر آتی ہیں - ان عناصر کے جوہری حجموں کے زیادہ ہونے کا مطلب یہ ہے کہ ٹھوس شکل میں جوہروں کا درمیانی تخلخل خود جوہروں کی جسامت کے مقابلے میں بڑھا ہوا ہے - مینڈلیف نے اسی امر کو ان عناصر کی کیمیائی عاملیت کا باعث قرار دیا ہے - اور لیتھیم سے سیزیم تک جاتے ہوئے جوہری حجم کے بڑھنے سے کیمیائی عاملیت میں جو ارتقا ہوتا ہے اُس سے اس خیال کی تائید ہوتی ہے -

ان دھاتوں کی سب سے زیادہ نمایاں کیمیائی خاصیت آکسیجن کے ساتھ ان کا اِلف ہے - ان کے آکسائیڈز کی تحویل کے اشکال سے اس الف کی توضیح ہوتی ہے لیکن زیادہ خصوصیت کے ساتھ اس امر سے کہ ہوا میں کھلی

رکھنے سے یہ دھاتیں میلی ہو جاتی اور پانی کو تحلیل کر دیتی ہیں جس سے ہائیڈروجن خارج ہوتی ہے ۔ نقطۂ اماعت بلند ہونے کی وجہ سے ان حالات میں لیتھیم نہیں پگلتی، لیکن سوڈیم پگل جاتی ہے اور پوٹاسیم، رُبیڈیم اور سیزیم کی صورت میں چونکہ پانی کے ساتھ ان دھاتوں کے تعامل سے زیادہ حرارت پیدا ہوتی ہے اس لیے خارج شدہ ہائیڈروجن جل اُٹھتی ہے ۔

پست ترین تپش سے جس پر قلوی دھاتوں کا پانی کے ساتھ تعامل ہو سکتا ہے ان کی برقی مثبتیت کا مقابلہ کیا جا سکتا ہے[۱]۔ اس تپش کی قیمتیں حسب ذیل ہیں :-

Na ۰.۹۸– ، K ۱.۰۵– ، Rb ۱.۰۸– ، Cs ۱.۱۲–

آکسائیڈز (M_2O) اور ہائیڈراکسائیڈز ($M^{\cdot}OH$)

قلوی دھاتوں کے **صنف نما آکسائیڈز** (M_2O) قلمی ٹھوس ہیں ۔ ان کا رنگ لیتھیم آکسائیڈ سے جو سفید ہے سیزیم آکسائیڈ تک، جو نارنجی سُرخ ہے گہرا ہوتا جاتا ہے ۔ لیتھیم آکسائیڈ، ہائیڈراکسائیڈ کو ہائیڈروجن کی رَو میں گرم کر کے تیار کیا جاتا ہے ۔ دوسری قلوی دھاتوں کے آکسائیڈز ان کو خالص آکسیجن میں جُزوی طور پر تکسید کر کے تیار کیے جاتے ہیں ۔ باقی ماندہ دھات خلا میں کشید کر کے جُدا کر دی جاتی ہے ۔

پانی کے ساتھ تعامل سے وہ ہائیڈراکسائیڈز بنا دیتے ہیں اور لیتھیم آکسائیڈ کے سوا ہائیڈروجن کے ساتھ ان کا یوں تعامل ہوتا ہے :-

$$M_2O + H_2 = MOH + MH.$$

مندرجۂ ذیل تعاملات بھی ان کے لیے مخصوص ہیں :-

..۴ سے بلند تر تپش پر $2M_2O = M_2O_2 + 2M,$

---

[۱] Hackspill. Ann. Chim. Phys. (1913) [viii], 28, 613.

NH_3 کے ساتھ $M_2O + HNH_2 = M.OH + M.NH_2$ مائع

ہائیڈر آکسائیڈز، لیتھیم ہائیڈر آکسائیڈ کے سوا، تمگیر ہیں۔ یہ قلمی مرکبات ہیں۔ ان کا آبی محلول طاقتور قلویانہ ہوتا ہے۔ ہوا سے کاربن ڈائی آکسائیڈ کو بہت جلد جذب کر لیتے ہیں۔ یہ تمام اُن تمثیلی اساسی آکسائیڈز اور ہائیڈر آکسائیڈز کے خواص ہیں جن میں ترشئی خواص مطلق نہیں پائے جاتے اور جن کے نمکوں کے لیے بھی بعض خواص مخصوص ہیں۔ قلوی ہیلائیڈز اور سلفیٹس آب پاشیدہ نہیں ہوتے، اس لیے اُن کے آبی محلولوں کا تعامل تعدیلی ہوتا ہے[1]۔ فاسفیٹس، کاربونیٹس اور بورٹیس جیسے نمکوں کے محلول جو کمزور ترشوں سے بنے ہیں قلویانہ تعامل کا اظہار کرتے ہیں۔ چونکہ اساس کا برق پاشیدگانہ افتراق ترشے پر فوقیت رکھتا ہے اس لیے آب پاشیدگی کے بعد ہائیڈراکسل روانوں کی تعداد غالب ہوجاتی ہے۔ اس وجہ سے Na_2HPO_4 تک کا محلول قلویانہ ہوتا ہے اور Na_2CO_3 کا محلول یوں آب پاشیدہ ہوتا ہے:-

$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaOH + NaHCO_3,$$

$NaOH$ ہائیڈراکسل روانوں کی تعداد کو بڑھا دیتا ہے۔ یہ امر مشتبہ ہے کہ آیا کسی طبعی فاسفیٹ، کاربونیٹ یا بوریٹ کا محلول تعدیلی بھی ہوسکتا ہے یا نہیں۔ کیونکہ کم طاقتور اساسوں اور اُن ترشوں کے نمک علی العموم پانی میں ناحل پذیر ہوتے ہیں۔

قلوی دھاتوں کی ایک اور خصوصیت جو اُن کے طاقتور اساس زا خواص پر مبنی ہے یہ ہے کہ وہ $M.HSO_4$ اور $MHCO_3$ جیسے قیام پذیر ترشئی نمک پیدا کرسکتی ہیں۔ بائی کاربونیٹس کے خواص کا مطالعہ خاص طور پر مفید ہے، کیونکہ صرف قلیوں کے بائی کاربونیٹس ہی ٹھوس حالت میں پائے جاتے ہیں،

[1] لیتھیم کلورائیڈ کو پانی کسی قدر آب پاشیدہ کردیتا ہے۔

گو قلوی ارضی دھاتوں اور میگنیشیم کے بائی کاربونیٹس محلول میں وجود پذیر ہیں۔ ٹھوس قلوی بائی کاربونیٹس کی قیام پذیری سوڈیم سے سیزیم تک بڑھتی جاتی ہے[1]۔ جوش کھاتا ہوا پانی قلوی بائی کاربونیٹس تک کو نیز قلوی ارضی دھاتوں اور میگنیشیم کے بائی کاربونیٹس کو تحلیل کر دیتا ہے۔ بائی کاربونیٹس بنانے کی قابلیت صرف نہایت طاقتور دھاتوں میں پائی جاتی ہے۔ اور طبعی کاربونیٹس بھی صرف چند ہی دھاتیں پیدا کرتی ہیں کیونکہ کاربن ڈائی آکسائیڈ کے اخراج اور اساسی کاربونیٹس کی پیدائش کا رجحان بہت عام ہے۔ قلوی دھاتیں اساسی کاربونیٹس یا دوسرے اساسی نمک پیدا نہیں کرتیں۔ اُن کے آکسائیڈز ہی خود اتنے اساسی ہوتے ہیں کہ وہ کمزور ترین ترشے نمک کی پورے طور پر تلافی کر دیتے ہیں۔

سب آکسائیڈز اور ادنیٰ نمک

مختلف سب آکسائیڈز مثلاً Na_4O اور K_4O کا بعض جگہ ذکر کیا گیا ہے لیکن ان کا وجود مشتبہ ہے۔ سب کلورائیڈز Na_2Cl اور K_2Cl کے متعلق یہ بیان کیا جاتا ہے کہ ان کا رنگ خاکستری نیلگوں ہے۔ قدرتی سوڈیم کلورائیڈ میں بعض اوقات جو نیلا رنگ پایا جاتا ہے اُس کی وجہ بھی سب کلورائیڈ ہی کی موجودگی قرار دی گئی ہے۔ یہ مرکبات شاید دھاتوں کو کلورائیڈز کے ساتھ ہائیڈروجن کی رَو میں گرم کرنے یا گداختہ کلورائیڈز کی برق پاشیدگی سے بنتے ہیں۔ لیکن یہ بھی ممکن ہے کہ حاصل شدہ شے محض کلورائیڈ میں دھات کا محلول ہی ہوتا ہو۔

پر آکسائیڈز

حسبِ ذیل پر آکسائیڈز معلوم ہو چکے ہیں:۔

Na_2O_2، K_2O_4، Rb_2O_2، Rb_2O_4، Cs_2O_2، Cs_2O_3، Cs_2O_4،

---

[1] Caven and Sand, Chem. Soc. Trans. (1911), 99, 1359; (1914), 105, 2752.

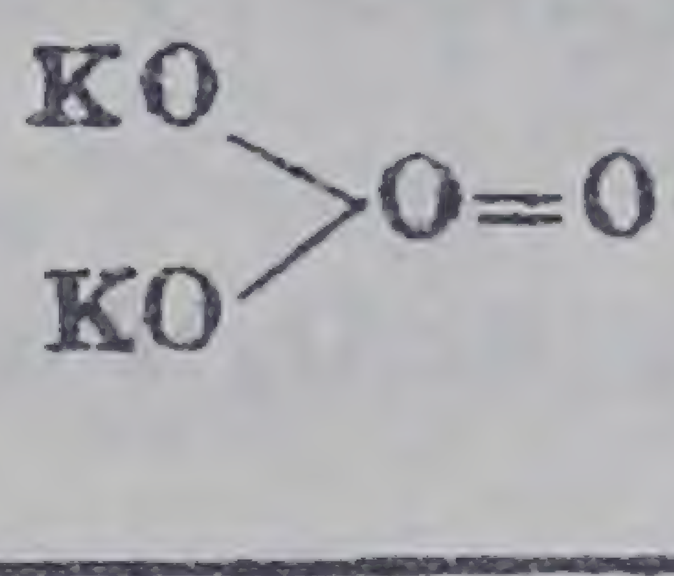
سوڈیم پر آکسائیڈ[1] Na_2O_2، سوڈیم کو آکسیجن کی رَو میں بھوننے سے بنتا ہے۔ زردی مائل سفید ٹھوس ہے۔ پانی کے ساتھ مل کر قلمی آبید $Na_2O_2 , 8H_2O$ پیدا کرتا ہے۔ یہ حقیقی سوپر آکسائیڈ ہے اور اس کی ساخت ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے مماثل ہے۔ کیونکہ پانی میں حل ہو کر یہ سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کے علاوہ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ پیدا کرتا ہے۔

سوڈیم پر آکسائیڈ پر ہائیڈروجن کلورائیڈ کے الکوہلی محلول یا صفر درجے پر مطلق الکوہل کے عمل سے حسب ذیل تغیر واقع ہوتا ہے:-

$$Na_2O_2 + C_2H_5OH = C_2H_5ONa + NaO.OH ,$$

آخر الذکر شے جو سوڈیم ہائیڈرو پر آکسائیڈ کے نام سے موسوم ہے ایک سفید سفوف کی شکل میں بنتی ہے۔ گو معدنی ترشے اس کو تحلیل کر دیتے ہیں، تاہم ایسیٹک ترشے کے ساتھ مل کر یہ پر ایسیٹک ترشے کا سوڈیم نمک $NaOOCOCH_3$ پیدا کر دیتی ہے۔

پوٹاسیم کی صورت میں Na_2O_2 کا متناظر ڈائی آکسائیڈ نہیں بنایا جا سکتا لیکن جب یہ دھات آکسیجن میں جلتی ہے تو ٹٹرا آکسائیڈ K_2O_4 پیدا ہوتا ہے۔ K_2O_4، Rb_2O_4، Cs_2O_3 اور Cs_2O_4 جیسے اعلیٰ آکسائیڈز کا وجود عجیب و غریب معلوم ہوتا ہے۔ لیکن ٹٹرا آکسائیڈز K_2S_4 جیسے پالی سلفائیڈز کے مماثل تصور کیے جا سکتے ہیں، گو ضابطہ K_2O_4 بعض اوقات $K\ O.O.K_2O_2$ لکھا جاتا ہے۔ یہ پوٹاسیم ٹٹرا آکسائیڈ، اوزون اور پوٹاسیم ہائیڈر آکسائیڈ کے اتحاد سے بھی بن سکتا ہے۔ اس لیے یہ پوٹاسیم اوزونیٹ تصور کیا جا سکتا ہے:-



۱؎ W. Traube, Ber. (1916), 49, 1670.

یہ آکسائیڈ زرد رنگ کا سفوف ہے۔ پانی کے ساتھ تعامل سے پوٹاسیم ہائیڈرآکسائیڈ اور ہائیڈروجن پرآکسائیڈ پیدا کرتا ہے۔ اس کے ساتھ ہی آکسیجن بھی خارج ہوتی ہے۔

ایمونیم پرآکسائیڈ، $(NH_4)_2O_2$، نابیدہ ہائیڈروجن پرآکسائیڈ کے ایتھری محلول پر ایمونیا کے ایتھری محلول کے عمل سے بنتا ہے۔ پست تپش پر یہ $(NH_4)_2O_2 , H_2O_2$ ضابطے کی قلمیں پیدا کرتا ہے جو معمولی تپش پر ایمونیا، پانی اور آکسیجن میں تحلیل ہو جاتی ہیں:-

$$(NH_4)_2O_2 ,\ H_2O_2 = 2NH_3 + 2H_2O + O_2$$

ہیلائیڈز

تقریباً ۱۵°پر، ۱۰۰ حصے پانی میں ہیلائیڈز کی حل پذیری حسب ذیل ہے:-

Cs	Rb	K	Na	Li	
۳۶۶٫۵	بہت حل پذیر	$+2H_2O$ (۱۸°)۹۲٫۳ KHF_2 بہ آسانی حل پذیر	۴ $NaHF_2$ بمشکل حل پذیر	(۱۸°)۰٫۲۷	F'
(۲۰°)۱۸۶٫۵	(۲۰°)۹۱٫۱	۳۳٫۴	۳۶	(۱۸°)۸۰٫۷	Cl'
۱۲۳٫۴	۱۰۵	۶۴	(۲۰°)۹۰٫۳	۱۵۰(نمگیر)	Br'
۷۶٫۴	۱۵۰	۱۴۰	(۲۰°)۱۷۹	۱۶۰(نمگیر)	I'

جب یہ نمک نابیدہ ہوں تو ان کی قلمیں مکعب ہوتی ہیں۔ سب سے پہلے یہ امر قابلِ غور ہے کہ فلورائیڈز حل پذیری میں دوسرے ہیلائیڈز سے اختلاف رکھتے ہیں۔ لیتھیم فلورائیڈ قلوی ارضی فلورائیڈز کی طرح پانی میں تقریباً ناحل پذیر ہے اور سوڈیم فلورائیڈ خفیف سا حل ہوتا ہے۔ پوٹاسیم فلورائیڈ میں قلماؤ کا پانی موجود ہوتا ہے، اور سوڈیم اور پوٹاسیم فلورائیڈز ترشئی نمک $NaHF_2$ اور

KHF_2 پیدا کرتے ہیں جو ہائیڈروفلورک ترشے کے دُہرے سالمے H_2F_2 کے مشتقات ہیں۔ فلورائیڈز کے استثنائی خواص کی کئی اور مثالیں آگے چل کر معلوم ہونگی۔ ہر صورت میں کلورائیڈز سے برومائیڈز اور آیوڈائیڈز تک جاتے ہوئے حل پذیری میں اضافہ ہوتا ہے۔ یہ بھی قابل غور ہے کہ ہر صورت میں لیتھیم سے آغاز کر کے سوڈیم کی وساطت سے پوٹاسیم کے ہیلائیڈ تک حل پذیری میں کمی اور پھر رُبیڈیم اور غالباً سیزیم کے نمک تک بیشی ہوتی ہے۔ حل پذیری کے یہ تغیرات صنف نما عناصر لیتھیم اور سوڈیم کو پوٹاسیم، رُبیڈیم اور سیزیم سے جو تین ادوار طویل کے شروع میں آتے ہیں مختلف قرار دیتے ہیں، کیونکہ ہر صورت میں پوٹاسیم کے مقام پر حل پذیری کی قیمتوں کے تسلسل میں انقطاع واقع ہوتا ہے۔

الکوہل میں بھی کلورائیڈز کی حل پذیری کی وہی ترتیب ہے جو پانی میں ہے۔ لیتھیم، رُبیڈیم اور سیزیم کے کلورائیڈز جو پانی میں بہت حل پذیر ہیں الکوہل میں بھی حل ہوتے ہیں۔ سوڈیم اور پوٹاسیم کے کلورائیڈز جو پانی میں کم حل پذیر ہیں الکوہل میں عملاً ناحل پذیر ہیں۔ سوڈیم اور پوٹاسیم کے آیوڈائیڈز جو پانی میں کلورائیڈز سے زیادہ حل پذیر ہیں الکوہل میں بھی کسی قدر حل ہو جاتے ہیں۔ لیتھیم اس لحاظ سے میگنیشیم اور کیلسیم کے مشابہ ہے کہ ان سب کے ہیلائیڈز بے حد حل پذیر ہیں اور لیتھیم کلورائیڈ کا محلول تبخیر پر مساوات ذیل کے مطابق آب پاشیدہ ہوتا ہے:-

$$LiCl + HOH \rightleftharpoons LiOH + HCl;$$

محلول کو تبخیر سے خشک کر دینے کے بعد جو ثفل بچتا ہے اُس کا آبی محلول ہائیڈروکلورک ترشے کے نقصان اور لیتھیم ہائیڈر آکسائیڈ کی حل پذیری کی وجہ سے قلویانہ ہوتا ہے۔

سادہ ہیلائیڈز کی حل پذیری کے برخلاف قلیوں کے پیچیدہ ہیلائیڈز کی حل پذیری لیتھیم سے سیزیم تک گھٹتی ہے۔ مثال کے طور پر پلاٹینی کلورائیڈز بیش نمیے جا سکتے ہیں۔ پانی میں ان کی حل پذیری حسب ذیل ہے:-

M_2PtCl_6	Li	Na	K	Rb	Cs
حل پذیری ۲۰° پر	بہ آسانی حل پذیر	بہ آسانی حل پذیر	۰٫۹۰	۰٫۱۵۴	۰٫۰۵

دُوسرے پیچیدہ نمکوں کی صورت میں بھی دھات کے اساس زا خواص کے بڑھنے سے حل پذیری میں اسی طرح سے کمی واقع ہوتی ہے۔ مثلاً اسٹینی کلورائیڈز Rb_2SnCl_6 اور Cs_2SnCl_6 کی خفیف حل پذیری کی وجہ سے رُبیڈیم اور سیزیم دھاتیں پوٹاسیم سے جُدا کی جا سکتی ہیں۔ اور انٹیمونو کلورائیڈ[1] $3CsCl$, $2SbCl_3$ کی ترسیب سے، سیزیم، رُبیڈیم سے جُدا کی جا سکتی ہے، کیونکہ رُبیڈیم کا متناظر مرکب پانی میں حل پذیر ہے۔ جب ہم اس بات پر غور کرتے ہیں کہ میگنیشیم اور قلوی ارضی دھاتیں نیز لیتھیم اور سوڈیم، پوٹاسیم، رُبیڈیم اور سیزیم کے برخلاف پیچیدہ ہیلائیڈز پیدا نہیں کرتیں، تو ہمیں یہ معلوم ہوجاتا ہے کہ اس قسم کے مرکبات کی پیدائش صرف زیادہ برقی مثبت یا اساس زا عناصر تک ہی محدود ہے، اور برقی مثبتیت کے بڑھنے سے ناحل پذیری بھی بڑھتی جاتی ہے۔

قلوی دھاتوں کا ایک اور خاصہ پالی ہیلائیڈز کی پیدائش ہے۔

ہمیں یہ خوب معلوم ہے کہ پانی کی بہ نسبت پوٹاسیم آیوڈائیڈ کے محلول میں آیوڈین زیادہ حل پذیر ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ محلول میں پوٹاسیم پالی آیوڈائیڈز بن جاتے ہیں۔ ان کی مثال KI_3 ہے جو محلول سے تقریباً سیاہ سوزن نما قلموں کی شکل میں حاصل کیا جا سکتا ہے[2]۔ ظاہر ہے کہ یہ مرکب بہت زیادہ قیام پذیر نہیں، کیونکہ سوڈیم تھایوسلفیٹ کے عمل سے آیوڈین کے دو جوہر اس سے جُدا کیے جا سکتے ہیں۔ لیکن یہ کوئی سالمی مرکب نہیں بلکہ حقیقی "جوہری" مرکب ہے۔ کیونکہ یہ ثابت ہو چکا ہے کہ محلول میں $K^{\cdot}$ اور I_3' روان پائے جاتے ہیں۔ لہٰذا اس کی ساخت ضابطہ ذیل سے تعبیر کی جا سکتی ہے

لہ Antimonochloride

ٹہ Johnson, Chem. Soc. Trans. (1877), 31, 249.

$$K{-}I{<}\begin{matrix}I\\I\end{matrix}$$

جس میں پوٹاسیم بدستور اک گرفتا ہی ہے۔

اسی طرح سے مرکبات $LiICl_4$ اور $KICl_4$ بھی دریافت ہو چکے ہیں۔ ان میں آیوڈین کا جوہر پنجگرفتا فرض کیا جا سکتا ہے۔

رُبیڈیم اور سیزیم کی صورت میں اس قبیل کے بہت سے نمک دریافت ہوئے ہیں۔ ان کی قلمیں اچھی طرح سے بنتی ہیں اور پوٹاسیم کے نمکوں سے یہ زیادہ قیام پذیر ہوتے ہیں۔

ان میں سے وہ جن سے ہم سب سے زیادہ واقف ہیں ذیل میں درج کیے جاتے ہیں[1]:—

$RbBr_2I$ ، $RbCl_2I$ ، $RbCl_2Br$ ، $RbClBr_2$ ، RbI_3 ، $RbBr_3$
$CsICl_4$ ، CsI_5 ، $CsBr_5$ ، CsI_3 ، $CsBr_3$ ، $RbICl_4$ ، $RbClBrI$.

ان عجیب وغریب مرکبات کی کچھ نہ کچھ نظری توضیح ضرور ہونی چاہیے۔ کیونکہ ان میں قلوی دھاتیں اگر یک گرفتا نہ ہوں (اور یہ فرض کرنے کی وجہ بھی نہیں) تو مانو ہیلائیڈ کا آزاد لوجن سے اتحاد ایک ایسا امر ہے جس کی توجیہ باعثِ دلچسپی ہوگی۔

یہ آیوڈین کے رواں کی ایک خاصیت معلوم ہوتی ہے کہ وہ آزاد آیوڈین کے ساتھ کیمیائی طور پر حل جاتا ہے جیسا کہ پوٹاسیم آیوڈائیڈ میں آیوڈین کے محلول کی صورت میں ہوتا ہے۔ لیکن اگر آیوڈین کسی نامیاتی محلل مثلاً نائیٹرو بنزین میں حل شدہ ہو تو اس میں بھی پوٹاسیم آیوڈائیڈ حل ہو سکتا ہے حالانکہ خالص محلل میں وہ ناحل پذیر ہے۔ اس کی وجہ ڈاسن[2] KI_3 اور KI_9 کی پیدایش

---

[1] Wells and Wheeler, Zeit. Anorg. Chem. (1892), 1, 422, 2, 257.

[2] Dawson

قرار دیتا ہے[1] جس میں پوٹاسیم کے رواں ان حالات میں علیٰحدہ نہیں ہوتے۔ اس سے یہ معلوم ہوتا ہے کہ پوٹاسیم آیوڈائیڈ میں عام اس سے کہ اس میں برق پاشیدگی کا نہ افتراق واقع ہوا ہو یا نہ ہوا ہو آیوڈین کے ساتھ ملنے کا رُجحان موجود ہے۔ اور رُبیڈیم اور سیزیم کے قیام پذیر پالی ہیلائیڈز سے یہ ظاہر ہے کہ ان دھاتوں کی صورت میں یہ رُجحان زیادہ ہے۔ لہٰذا اس رُجحان کا باعث قلوی دھاتوں کی بے حد برقی مثبتیت ہے، جس کی وجہ سے وہ اُس لونجنی جوہر میں جو اُن کے ساتھ ملا ہوا ہوا اساسی اور ہیگرفا خواص پیدا کرسکتی ہیں۔

ایمونیم کے بعض بدلی مشتقات بھی پالی ہیلائیڈز پیدا کرسکتے ہیں جو متذکرہ بالا پالی ہیلائیڈز کے مانند ہوتے ہیں۔ مثلاً ٹٹرا ایتھل ایمونیم آیوڈائیڈ کے آبی محلول میں آیوڈین کا محلول ملانے سے ٹٹرا ایتھل ایمونیم ٹرائی آیوڈائیڈ $(C_2H_5)_4NI_3$ اور پنٹا آیوڈائیڈ $(C_2H_5)_4NI_5$ حاصل ہوتا ہے۔ خود ایمونیم ٹرائی آیوڈائیڈ بھی تیار کیا گیا ہے۔ یہ قلوی دھاتوں کے ٹرائی آیوڈائیڈز کا ہم شکل ہے۔

ان اُمور کو پیش نظر رکھتے ہوئے ورنر کی یہ رائے تسلیم کی جاسکتی ہے کہ اس قسم کے مرکبات پیچیدہ ہیلائیڈز مثلاً آرِی کلورائیڈ $M\cdot AuCl_4$[2] کے مماثل ہیں، جس میں سونے کے جوہر کی جگہ ایک لونجنی جوہر لے لیتا ہے۔ جیسا کہ ذیل کے ضابطوں سے ظاہر ہے:—

$M\cdot AuCl_4$	$M\cdot ICl_4$	$M\cdot II_4$	$M\cdot ICl_2$	$M\cdot II_2$
آرِی کلورائیڈ	آیوڈی کلورائیڈ	آیوڈی آیوڈائیڈ	آیوڈو کلورائیڈ	آیوڈو آیوڈائیڈ

لہٰذا مخلوط پالی ہیلائیڈز میں زیادہ برقی مثبت لونجن کو پیچیدہ گروہ کا مرکزہ تصور کرنا بہتر ہے۔

---

[1] Chem. Soc. Trans. (1904), 85, 467.

[2] نوٹ ۱۶۔ صفحہ ۴۳۴

سلفیٹس

۱۸° پر قلوی دھاتوں کے نابیدہ سلفیٹس کی ۱۰۰ حصے پانی میں حل پذیری حسبِ ذیل ہے:۔

Li_2SO_4	Na_2SO_4	K_2SO_4	Rb_2SO_4	Cs_2SO_4
۳۴،۶	۱۶،۹	۱۰،۷	تقریباً ۴۴،۷	تقریباً ۱۶۳،۵

حل پذیری کی ترتیب یہاں بھی وہی ہے جو کلورائیڈز میں ہے۔ صنف نما اور دورِ طویل کی دھاتوں کا اختلاف بھی ان اعداد سے ظاہر ہے۔ لیتھیم سلفیٹ اکثر ایک سالمہ آب اور سوڈیم سلفیٹ سات یا دس سالمات آب کے ساتھ قلمی شکل اختیار کرتا ہے۔ دوسرے سلفیٹس نابیدہ ہیں۔ ہر صورت میں ترشئی سلفیٹس $MHSO_4$ بھی وجود پذیر ہیں۔ لیتھیم کا ترشئی سلفیٹ سب سے کم قیام پذیر ہے۔

کلورائیڈز کی صورت میں یہ بیان کیا گیا ہے کہ دوئیلے یا پیچیدہ نمکوں کی حل پذیری کی ترتیب سادہ نمکوں کے برعکس ہوتی ہے۔ دوئیلے سلفیٹس M'_2SO_4 , $R'''_2(SO_4)_3$, $24H_2O$ پر بھی جو پھٹکریوں کے نام سے موسوم ہیں یہی قول صادق آتا ہے۔ قلوی دھاتوں میں اساسی خواص کے ارتقا سے پھٹکریوں کی قیام پذیری اور ناحل پذیری بڑھتی جاتی ہے۔ لیتھیم سلفیٹ غالباً پھٹکری پیدا نہیں کرتا۔ سوڈیم کی پھٹکری پانی میں بہت حل پذیر اور خالص قلمی شکل میں بمشکل حاصل ہوتی ہے۔ پوٹاسیم کی پھٹکری بہت مشہور ہے۔ رُبیڈیم کی پھٹکری پوٹاسیم کی پھٹکری سے بہت کم اور سیزیم کی پھٹکری سے تقریباً چوگنی حل پذیر ہے۔ حل پذیری کے اس اختلاف کی وجہ سے سیزیم رُبیڈیم سے علیحدہ کی جاسکتی ہے۔ ان پھٹکریوں کی حل پذیری کی قیمت ۱۷° پر حسبِ ذیل ہے:

Na-	K-	Rb-	Cs-
تقریباً ۵۱	۱۳،۵	۲،۲۷	۰،۶۱۹

۲۰° پر امیونیم پھٹکری کی حل پذیری ۷، ۱۳۶ ہے -
پھٹکریوں اور دوسرے دو ئیلے اور پیچیدہ نمکوں کی قیام پذیری بلاشبہ اساس زا خاصیت کے اُس اختلاف پر منحصر ہے جو مذکورۂ بالا مرکبات کے سادہ نمکوں کی دھاتوں میں پایا جاتا ہے - اس کی مثال پھٹکریوں کی صورت میں لیتھیم سے سیزیم تک جاتے ہوئے قیام پذیری کی بیشی سے ملتی ہے - دو ئیلے اور پیچیدہ نمکوں میں عام طور پر یوں امتیاز کیا جاتا ہے کہ اول الذکر حل ہونے پر اپنے سادہ نمکوں میں تحلیل ہو جاتے ہیں اور آخر الذکر حل ہونے پر بھی اپنی حیثیت قائم رکھتے ہیں جس سے پیچیدہ روان پیدا ہو جاتے ہیں۔ پھٹکریاں اور بعض اور دوئیلے نمک، مثلاً $K_2SO_4,\ MgSO_4,\ 6H_2O$ دوئیلے نمکوں کے زمرے میں شامل کیے جاتے ہیں جو محلول میں تحلیل ہوتے ہیں - پلاٹینی کلورائیڈز اور فیرو اور فیری سائنائیڈز پیچیدہ نمک ہیں جن سے محلول میں پیچیدہ روان بنتے ہیں۔ لیکن یہ امتیاز سختی سے قائم نہیں رکھا جا سکتا۔ کیونکہ گو پھٹکریوں کے محلول میں عام طور پر پیچیدہ روانوں کا وجود فرض نہیں کیا جاتا، تاہم ایسے سلفیٹس بھی موجود ہیں جو دو دھاتوں پر مشتمل ہوتے ہیں اور محلول میں پیچیدہ روان پیدا کرتے ہیں - ان کی مثالیں یہ ہیں :-

پوٹاسیم تھوریم سلفیٹ	پوٹاسیم اریڈیم سلفیٹ
$Th(SO_4K)_4$	$Ir(SO_4K)_2$

$CuSO_4\ ,\ K_2SO_4\ ,\ 6H_2O$ کے مرتکز محلول میں بھی پیچیدہ منفی روان [1] $[Cu(SO_4)_2]''$ موجود ہوتا ہے - لہذا دوئیلے اور پیچیدہ نمکوں میں کوئی نوعی فرق نہیں ہے بلکہ محض مدارج کا فرق ہے -

کاربونیٹس، نائیٹریٹس، فاسفیٹس اور سلفائیڈز

پانی اور الکوہل میں کاربونیٹس اور بائی کاربونیٹس کی حل پذیری

[1] Rieger, Zeit. Elektrochem, (1901), 7, 863, 871,

جس حد تک دریافت ہو چکی ہے جدول ذیل میں درج ہے :-

		Li	Na	K	Rb	Cs
M_2CO_3	پانی میں	۱٫۳۳ (۲۰° پر)	۲۱٫۴ (۲۰° پر)	۱۱۲ (۲۰° پر)	بہت حل پذیر اور نمگیر	بہت حل پذیر اور نمگیر
$M^{\cdot}HCO_3$	پانی میں	۵٫۵ (۱۳° پر)	۹٫۸۴ (۲۰° پر)	۲۶٫۹ (۲۰° پر)	حل پذیر نمگیر نہیں ہے	حل پذیر نمگیر نہیں ہے
M_2CO_3	الکوہل میں کرہ ہوا کی تپش پر	ناحل پذیر	ناحل پذیر	؟	۰٫۷۴	۱۱٫۱

اس امر کا معلوم کرنا خالی از منفعت نہیں کہ لیتھیم نہ صرف اپنے کاربونیٹ کی پانی میں خفیف حل پذیری کے اعتبار سے، بلکہ اس لحاظ سے بھی کہ اس کا بائی کاربونیٹ اس کے کاربونیٹ سے زیادہ حل پذیر ہے، قلوی ارضی دھاتوں کے متشابہ ہے۔ حالانکہ دوسری قلوی دھاتوں کی کیفیت اس کے برعکس ہے۔

مقابلے کے لیے قلوی دھاتوں کے نائیٹریٹس اور فاسفیٹس کا مختصر ذکر ہی کافی ہے۔

لیتھیم اور سوڈیم کے نائیٹریٹس پانی میں بہت حل پذیر ہیں۔ پوٹاسیم اور رُبیڈیم کے نائیٹریٹس ان سے کم حل پذیر ہیں اور سیزیم نائیٹریٹ شاذ ہی حل ہوتا ہے۔ لیتھیم اور سوڈیم نائیٹریٹس ہمشکل ہیں۔ پوٹاسیم نائیٹریٹ ایک دو شکلی چیز ہے، جس کی ایک شکل اول الذکر نمکوں کی ہمشکل ہے۔ رُبیڈیم اور سیزیم نائیٹریٹس نائیٹرک ترشے کے ساتھ مل کر ترشئی نائیٹریٹس پیدا کرتے ہیں۔

قلوی ارضی فاسفیٹس کی طرح لیتھیم فاسفیٹ پانی میں تقریباً ناحل پذیر ہے۔ سوڈیم اور پوٹاسیم فاسفیٹس میں بہت کم مشابہت ہے۔ چنانچہ سوڈیم کے مشہور و معروف نمک $Na_2HPO_4, 12H_2O$ کا تناظر مرکب پوٹاسیم کی صورت میں وجود پذیر نہیں ہے۔

سلفائیڈز خشک طریقے سے تیار کیے جاتے ہیں۔ یا تو سلفیٹس لکڑی کے کوئلے کے ساتھ گرم کر کے تحویل کیے جاتے ہیں، یا قلوی کاربونیٹ گندک کے ساتھ پگلایا جاتا ہے۔ لیکن اس طرح جو اشیا حاصل ہوتی ہیں اُن میں پالی سلفائیڈز اور تھایوسلفیٹس بھی موجود ہوتے ہیں۔ جب قلوی ہائیڈرآکسائیڈ کا محلول ہائیڈروجن سلفائیڈ سے سیر کیا جاتا ہے تو ہائیڈروسلفائیڈ بنتا ہے چنانچہ پوٹاسیم کی صورت میں محلول سے قلمی مرکب $2KSH,H_2O$ جُدا کیا جاسکتا ہے۔ قلی کی معادل مقدار ملا کر طبعی سلفائیڈ بھی بنایا جاسکتا ہے۔ چنانچہ قلمی نمک $Na_2S, 9H_2O$ اور $K_2S, 5H_2O$ اس طرح تیار کیے گئے ہیں۔ $NaHS$ کو بالتدریج گرم کر کے خارج شدہ H_2S کو دُور کر دینے سے نابیدہ Na_2S زردی مائل سفید سفوف کی شکل میں تیار کیا گیا ہے۔ جب یہ مرکبات پانی میں حل کیے جاتے ہیں تو آب پاشیدگی کی وجہ سے قلوی محلول بنتا ہے۔ کرہ ہوا کی آکسیجن سے یہ محلول بہت جلد تکسید ہو جاتے ہیں، جس سے پہلے گندک آزاد ہوتی ہے جو سلفائیڈ کے ساتھ مل کر زرد پالی سلفائیڈز پیدا کر دیتی ہے۔ اس کے بعد مزید تکسید سے تھایوسلفیٹ بنتا اور محلول پھر بے رنگ ہو جاتا ہے۔ سوڈیم کے ٹھوس پالی سلفائیڈز Na_2S_2 اور Na_2S_4 دریافت ہو چکے ہیں۔[1]

ایمونیم سلفائیڈ $(NH_4)_2S$ اور ہائیڈروسلفائیڈ NH_4HS کے گیسی اجزا جب اچھی طرح سے سرد کر کے ٹھیک تناسب سے باہم ملائے جاتے ہیں تو یہ اشیا بے رنگ قلمی مرکبات کی شکل میں بن جاتی ہیں۔ پست تپش پر مرتکز آبی محلول سے بھی یہ اشیا جدا کی جاسکتی ہیں۔ ہوا میں کھلے رہنے کے بعد یہ مرکبات پالی سلفائیڈز کے بننے کی وجہ سے زرد ہو جاتے ہیں۔ یہ پالی سلفائیڈز ترکیب میں غالباً سوڈیم کے پالی سلفائیڈز کے مانند ہیں۔

ایمونیم ہائیڈروسلفائیڈ کا بے رنگ محلول بھی اسی وجہ سے زرد

---

[1] Rule and Thomas, Chem. Soc. Trans. (1914), 105, 177.

ہوجاتا ہے۔ اس صورت میں ایمونیا کے نقصان کی وجہ سے گندک، پانی اور کچھ ایمونیم تھایو سلفیٹ $(NH_4)_2S_2O_3$ آخرکار باقی بچتا ہے۔

خلاصہ

قلوی دھاتوں کے نمکوں کی مندرجۂ بالا بحث میں جن امور کا ذکر کیا گیا ہے اُن میں سے اکثر ایسے ہیں جن سے وزنِ جوہر کے ارتقا کے ساتھ رُکن بہ رُکن خواص میں تدریج کا پتا چلتا ہے۔ اس کے علاوہ صنف نما عناصر لیتھیم اور سوڈیم سے ادوار طویل کے ارکان پوٹاسیم، رُبیڈیم اور سیزیم تک رجوع کرتے ہوئے خواص میں تبدیلی بھی نظر آتی ہے۔

ٹٹن[1] نے یہ بتایا ہے کہ پوٹاسیم، رُبیڈیم اور سیزیم کے مختلف نمکوں کی قلموں کے شکلیاتی اور طبیعی خواص، مثلاً پانی میں حل پذیری، سالمی حجم، انعطاف نما اور عام مناظری خواص میں، اُن کے وزنِ جوہر کے ارتقا کے لحاظ سے تغیر واقع ہوتا ہے۔

قلوی دھاتوں کے سلسلے میں **ایمونیم** کے مقام کا بھی ذکر کرنا ضروری ہے۔ ہمیں یہ معلوم ہے کہ اصلیہ (NH_4) کے نمک، ہمشکلی اور حل پذیری کے اعتبار سے قلیوں کے نمکوں کے مماثل ہیں۔ ٹٹن نے یہ بتایا ہے[2] کہ ایمونیم نمکوں کے خواص رُبیڈیم کے مرکبات کے خواص سے قریبی مشابہت رکھتے ہیں اور قلوی دھاتوں کے سلسلے میں ایمونیم، رُبیڈیم اور سیزیم کے درمیان آتا ہے۔ سلفیٹس کے سالمی حجم کی حسب ذیل اضافی قیمتوں سے اس قول کی توضیح ہوتی ہے:—

	سالمی حجم
پوٹاسیم سلفیٹ	۶۵٫۳۳
رُبیڈیم "	۷۳٫۷۷
ایمونیم "	۷۴٫۶۳
سیزیم "	۸۵٫۱۷

[1] Tutton.

[2] Chem. Soc. Trans. 83. (1903) 1049.

یہ ایک عجیب بات ہے کہ ایمونیم سلفیٹ کے سالمات کا حجم بھی تقریباً اُتنا ہی ہے جتنا رُبیڈیم سلفیٹ کے سالمات کا ہوتا ہے حالانکہ ایمونیم سلفیٹ کے سالمات میں آٹھ زاید جوہر شامل ہیں۔ جواہر اور سالمات کی ساخت کے جدید نظریے کے رُو سے اس واقعے کی توجیہ یہ ہے کہ نائیٹروجن کے جوہر میں ہائیڈروجن کے چار جوہروں کا اضافہ صرف چار بدئیوں اور اُن کے ساتھ کے چار برقیوں ہی کا اضافہ ہے جن سے نائیٹروجن کے جوہر کے غلاف کی تثمین مکمل ہو جاتی ہے۔ لہذا اس امر کے تسلیم کرنے میں کوئی دشواری نہ ہونی چاہیے کہ (NH_4) اصلیے کا قطر رُبیڈیم کے رواں کے قطر کے لگ بھگ ہے کیونکہ اس کے اندر (NH_4) کے N جوہر کے مقابلے میں برقیوں کے دو یا تین خول زیادہ ہوتے ہیں۔

تانبا، چاندی اور سونا

اس گروہ کی تمہید میں یہ بیان کیا گیا تھا کہ یہ تین دھاتیں جن پر ذیلی گروہ اول ب مشتمل ہے، ایک طرف تو نکل، پیلیڈیم اور پلاٹینم اور دوسری طرف جست، کیڈمیم اور پارے کے ساتھ تعلق رکھتی ہیں۔ یہ تعلق جدولِ ذیل سے ظاہر ہے :-

Ni (۵۸٬۶۹)	Cu (۶۳٬۵۵)	Zu (۶۵٬۳۸)
Pd (۱۰۶٬۷)	Ag (۱۰۷٬۸۸)	Cd (۱۱۲٬۴۰)
Pt (۱۹۵٬۲)	Au (۱۹۷٬۲)	Hg (۲۰۰٬۶۱)

اس امر سے اُس قاعدے کی توضیح ہوتی ہے جس کے رُو سے کسی عنصر کے خواص اُس کے جوہری مثیلوں یعنی سلسلے اور گروہ میں اُس کے پڑوسیوں کا اوسط ہوتے ہیں۔ مثلاً چاندی کے جوہری مثیل پیلیڈیم، کیڈمیم، تانبا اور سونا ہیں۔ لہذا تانبے[1] چاندی اور سونے کے مطالعے میں ہمیں ایک تو ان علائق کو

---

[1] نوٹ ۱۷، صفحہ ۶۳۵

تلاش کرنا چاہیے جو اس طرح سے نظر آسکیں اور دوسرے اُس خفیف مشابہت پر بھی غور کرنا چاہیے جو یہ عناصر قلوی دھاتوں یعنی ذیلی گروہ الف کے مماثل ارکان کے ساتھ رکھتے ہیں۔

ان عناصر کی کثافتیں جوہری حجم اور نقاطِ اماعت حسبِ ذیل ہیں:-

	Cu	Ag	Au
کثافت	۸٫۹۳	۱۰٫۴۹	۱۹٫۳۶۵
جوہری حجم	۷٫۱۲	۱۰٫۲۹	۱۰٫۲۳
نقطۂ اماعت	۱۰۸۵°	۹۶۰٫۵°	۱۰۶۲°

اس سے یہ معلوم ہوتا ہے کہ جوہری حجم کی قیمت نسبتہً کم ہے اور یہ عناصر جوہری حجموں کے منحنی کے نقاط اقل کے قریب واقع ہیں۔ قلوی دھاتوں کی صورت میں ہم یہ دیکھ چکے ہیں کہ جوہری حجم کے زیادہ ہونے سے عنصر کی کیمیائی عاملیت اور آکسیجن کے لیے اُس کا اِلف بھی زیادہ ہوتا ہے۔ اب تانبے، چاندی اور سونے کی خاصیت برعکس ہونے سے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ یہ دھاتیں مقابلتہً غیر عامل ہیں اور آکسیجن کے ساتھ ان کی قابلیتِ امتزاج کمزور ہے۔ علاوہ ازیں آکسیجن کے لیے عناصر کا اِلف وزن جوہر کے ارتقا کے ساتھ تانبے سے سونے تک، نیز نکل سے پلاٹینم تک، اور جست سے پارے تک، گھٹتا جاتا ہے۔ چنانچہ تانبے، چاندی اور سونے کے محلولوں کی قابلیتِ تحویل میں ایک تدرّج نظر آتا ہے، کیونکہ کیوپرک مرکبات کے قلوی محلول سے تو انگوری شکر کیوپرس آکسائیڈ کا رسوب پیدا کرتی ہے لیکن یہی متعامل چاندی اور سونے کے محلولوں سے خود ان دھاتوں کی ترسیب کر دیتا ہے۔ فیرس سلفیٹ بھی محلول سے سونے کی جلد ترسیب کرتا ہے اور چاندی کی کسی قدر دیر سے، تانبے کی وہ بالکل ترسیب نہیں کرتا۔ جیسا کہ ہم دوسرے باب میں بتا چکے ہیں، وزنِ جوہر کے بڑھنے سے کیمیائی عاملیت کا یہ انحطاط جو گروہ ہشتم گروہ اول ب اور گروہ دوم ب کے عناصر تک محدود ہے برقی قوہ کے سلسلے کے مطابق برقی مثبتیت کے انحطاط کے ساتھ وابستہ ہے۔

ان دھاتوں کے نقاطِ اماعت کے متعلق ہم یہ کہہ سکتے ہیں کہ گو خود ان میں تدرّج موجود نہیں، تاہم یہ دھاتیں گروہ ہشتم کے بلند نقطۂ اماعت والے ارکان اور گروہ دوم ب کی گداز پذیر دھاتوں کے درمیان ایک رابطہ قائم کردیتی ہیں۔ مثلاً نِکل ۱۴۵۰° سے بلند تر تپش پر اور جست ۴۱۹° پر پگھلتا ہے اور تانبے کا نقطۂ اماعت ان دونوں کے تقریباً وسط میں واقع ہے۔ ان تینوں میں سے ہر دھات، پلاٹینم کے مانند، پانی کے اندر دھات کے برقیروں کے مابین برقی قوس پیدا کرکے، نیز مناسب متعاملوں کے ذریعے سے نمک کے محلول کی تحویل سے لسوتی شکل میں تیار کی جاسکتی ہے، جو پانی میں بظاہر حل پذیر ہے۔ لسوتی اور معمولی شکل کا فرق چاندی کی صورت میں سب سے زیادہ واضح ہوتا ہے۔ اس سے مختلف رنگوں کی ٹھوس شکلیں جو برقی رَو کو ایصال نہیں کرتیں تیار کی جاسکتی ہیں۔

اپنے طبیعی خواص، نیز کیمیائی خواص کی بنا پر، جن کا اظہار ہوا، پانی اور بعض ترشوں کی موجودگی میں ان عناصر کی مقابلۃً زیادہ قیام پذیری سے ہوتا ہے، یہ دھاتیں گروہ ہشتم کے ارکان کے مماثل قرار پاتی ہیں، اور بعض اوقات وہ اسی زُمرے میں شامل کی جاتی ہیں۔

تاہم جیساکہ آگے چل کر معلوم ہوگا قلوی دھاتوں کے ساتھ، بالخصوص ادنیٰ گرفت کے مرکبات میں، ان عناصر کا کچھ نہ کچھ رشتہ ضرور قائم رہتا ہے۔

صنف M_2O کے آکسائیڈز اور اُن کے نمک

کیوپرس آکسائیڈ Cu_2O، سلور آکسائیڈ Ag_2O اور آرس آکسائیڈ Au_2O کی حل پذیری ترتیب وار کم ہوتی جاتی ہے۔ بلند تپش پر کیوپرس آکسائیڈ تانبے کا سب سے زیادہ قیام پذیر آکسائیڈ ہے۔ یہ تانبے یا کیوپرک آکسائیڈ کو ہوا میں سفید حرارت تک گرم کرنے سے بنتا ہے۔ سلور آکسائیڈ سے ۲۵۰° اور ۳۰۰° کے مابین اور آرس آکسائیڈ سے ۲۵۰° پر آکسیجن خارج ہوجاتی ہے۔ ہائیڈر آکسائیڈز کی قیام پذیری کی بھی یہی ترتیب ہے۔

کیوپرس نمک میں قلوی ہائیڈر آکسائیڈ کا محلول ملانے سے کیوپرس ہائیڈر آکسائیڈ کا رسوب متغیر ترکیب کے زرد سفوف کی شکل میں پیدا ہوتا ہے جس میں سے پانی بہ آسانی خارج ہوجاتا ہے۔ لیکن اگر کیوپرک نمک کا قلوی محلول انگوری شکر یا آرسینائیٹ سے تحویل کیا جائے تو کیوپرس آکسائیڈ بن جاتا ہے۔

سلور آکسائیڈ جو کسی نقرئی نمک میں قلی ملانے پر چاکلیٹی رنگ کے سفوف کی شکل میں بنتا ہے کسی قدر آبیدہ اور پانی میں خفیف سا حل پذیر ہوتا ہے۔ چنانچہ یہ قلویانہ تعامل کرتا ہے۔ تاہم یہ نہیں کہا جاسکتا کہ ہائیڈر آکسائیڈ بالتحقیق وجود پذیر ہے۔

آرس ہائیڈر آکسائیڈ وجود پذیر نہیں۔ لیکن آرس نمک کے محلول میں قلی ملانے سے جو بنفشئی سفوف پیدا ہوتا ہے وہ پانی کے ساتھ مل کر بنفشئی مائع بنا دیتا ہے جس میں آرس آکسائیڈ لسونتی تعلیق کی شکل میں موجود ہوتا ہے۔ کیوپرس اور سلور آکسائیڈز کی جب ہلکائے امونیا سے ترسیب کی جاتی ہے تو وہ متعامل کی زائد مقدار میں حل ہوکر اساسی اصلیوں $[M(NH_3)]$ یا $[M(NH_3)_2]$ کے ہائیڈر آکسائیڈز پیدا کر دیتے ہیں۔ جب سلور آکسائیڈ کا امونیائی محلول ہوا میں کھلا رکھ کر تبخیر کیا جاتا یا اس میں الکوہل ملایا جاتا ہے تو سلور نائیٹرائیڈ Ag_3N کا رسوب بن جاتا ہے جو دھماکا پیدا کرنے کی خاصیت کی وجہ سے بارق چاندی کے نام سے موسوم ہے۔

ہیلائیڈز۔ نمک $CuCl$ ، $AgCl$ اور $AuCl$ تینوں پانی میں ناحل پذیر ہیں، تاہم ان میں سے پہلے دو نمک مکعب قلموں کے طور پر جو قلوی کلورائیڈز کی ہمشکل ہوتی ہیں تیار کیے جاسکتے ہیں۔ کیوپرس کلورائیڈ طیران پذیر ہے اور اس کی بخاری کثافت ضابطہ Cu_2Cl_2 کے مطابق ہے۔ لیکن ہلکائے کوئنو لینی محلول اور دوسرے محلّلوں کے اندر ہلکائے محلولوں میں اس کا سالمہ $CuCl$ پر مشتمل ہوتا ہے۔ سلور اور آرس کلورائیڈز کے سالمی ضابطے نامعلوم ہیں لیکن ان مرکبات میں دھاتیں اک گرفتا تصور کی جاتی ہیں۔

کیوپرس کلورائیڈ پانی کی افراط سے آب پاشیدہ ہو جاتا ہے۔ یہ غالباً اپنی ناحل پذیری کی وجہ سے روانی تعامل

$$2Cu^{+} = Cu^{++} + Cu$$

کے مطابق کیوپرک کلورائیڈ اور تانبا پیدا نہیں کرتا۔ سلور کلورائیڈ پانی ہلکائے ترشوں اور قلیوں کی موجودگی میں قیام پذیر ہے لیکن آرس کلورائیڈ کو گرم پانی یوں تحلیل کرتا ہے:۔

$$3AuCl = 2Au + AuCl_3$$

اِنڈیم کے ادنی اتر کلورائیڈز اور بعض مرکیورس مرکبات بھی اسی طرح سے تعامل کرتے ہیں۔

یہ تمام مانو کلورائیڈز قلوی کلورائیڈز کے ساتھ مل کر نا قیام پذیر دوہیلے نمک پیدا کرتے ہیں۔ کیوپرس کلورائیڈ ہائیڈروکلورک ترشے میں حل ہو کر غالباً مرکب H_2CuCl_3 بنا دیتا ہے جس کا تنناظر نمک K_2CuCl_3 ہے۔ ہائیڈروکلورک ترشے میں کیوپرس کلورائیڈ کا محلول کاربن مانا گسائیڈ کو جذب کرتا ہے جس سے مرکب $CO\langle^{CuCl}_{CuCl}$ بن جاتا ہے۔ سلور کلورائیڈ کی پانی میں خفیف حل پذیری ہائیڈروکلورک ترشے کے اضافے سے قابلِ احساس طور پر بڑھ جاتی ہے۔ کیوپرس اور سلور برومائیڈز اور آیوڈائیڈز، کلورائیڈز کے مانند ہیں۔ نقرئی ہیلائیڈز کی ناحل پذیری کلورائیڈ سے آیوڈائیڈ تک بالتدریج بڑھتی ہے، کیونکہ ۲۰° پر ا لیٹر پانی میں حسبِ ذیل مقداریں حل ہوتی ہیں:۔

AgCl	AgBr	AgI
۰.۰۰۱۶ گرام	۰.۰۰۰۰۸۴ گرام	۰.۰۰۰۰۰۲۸ گرام

یہ تمام ہیلائیڈز آبی ایمونیا میں حل ہو کر ایمینز (ammines) پیدا کرتے ہیں

جن میں $[Cu\,NH_3]^+$ اور $[Ag(NH_3)_2]^+$ جیسے اساسی اصلیے موجود ہوتے ہیں۔ چاندی کی صورت میں کلورائیڈ سے آیوڈائیڈ تک ناحل پذیری بتدریج بڑھتی ہے۔ نقرئی ہیلائیڈز سوڈیم تھایو سلفیٹ کے محلول میں بھی حل ہوجاتے ہیں جس سے پیچیدہ نمک $Na_4[Ag_2(S_2O_3)_3]$ بنتا ہے۔

کیوپرس، سلور اور آرس مرکبات کی صورت میں پیچیدہ سائنائیڈز دریافت ہو چکے ہیں۔ کیوپرس سائنائیڈ، پوٹاسیم سائنائیڈ کے محلول میں تعامل ذیل کے مطابق حل ہوتا ہے:۔

$$Cu\,CN + 3KCN = K_3Cu(CN)_4$$

پوٹاسیم کیوپرو سائنائیڈ جو اس طرح بنتا ہے اتنا قیام پذیر ضرور ہوتا ہے کہ وہ تعدیلی یا قلوی محلول میں ہائیڈروجن سلفائیڈ سے تحلیل نہیں ہو سکتا۔ کیمیائی تشریح میں تانبے کو کیڈمیئم سے جدا کرنے کا مشہور و معروف طریقہ اسی امر پر مبنی ہے، کیونکہ کیڈمیئم کا دوکیلا سائنائیڈ $K_2Cd(CN)_4$ ہائیڈروجن سلفائیڈ سے تحلیل ہوجاتا ہے۔

عام طور پر یہ تعامل کیوپرامونیم سلفیٹ[1] کے محلول میں پوٹاسیم سائنائیڈ ملا کر معرضِ وقوع میں لایا جاتا ہے جس سے حسبِ ذیل تغیرات ظہور پذیر ہوتے ہیں:۔

$$2Cu(NH_3)_4SO_4 + 4KCN = 2Cu(CN)_2 + 8NH_3 + 2K_2SO_4$$

$$2Cu(CN)_2 = 2CuCN + (CN)_2$$

$$2CuCN + 6KCN = 2K_3Cu(CN)_4$$

$$2NH_3 + (CN)_2 + H_2O = NH_4CN + NH_4CNO$$

$$2Cu(NH_3)_4SO_4 + H_2O + 10KCN = 2K_3Cu(CN)_4 + NH_4CN + NH_4CNO + 2K_2SO_4 + 6NH_3$$

[1] Cuprammonium Sulphate

سلور سائنائیڈ، پوٹاسیم سائنائیڈ کے ساتھ حل کر $KAg(CN)_2$ بنا دیتا ہے
جو ٹھوس بھی تیار ہو سکتا ہے، لیکن ہائیڈروجن سلفائیڈ سے تحلیل ہو جاتا ہے۔
پوٹاسیم آروسائنائیڈ جو قلمی شکل میں حاصل ہو سکتا ہے، ہوا کی موجودگی
میں باریک تقسیم شدہ سونے کو پوٹاسیم سائنائیڈ کے محلول میں حل کرنے پر
بنتا ہے۔ تعامل حسبِ ذیل ہے :۔

$$2Au + 4KCN + 2H_2O + O_2 = 2KAn(CN)_2 + 2KOH + H_2O_2$$

اس طرح جو H_2O_2 پیدا ہوتا ہے اُس کا سونے کی مزید مقدار کے ساتھ یوں
تعامل ہوتا ہے :۔

$$2Au + 4KCN + H_2O_2 = 2KAu(CN)_3 + 2KOH$$

سونے کی تیاری کا سائنائیڈ والا قاعدہ انہیں تعاملات پر مبنی ہے۔ اسی محلول
کی برق پاشیدگی سے، یا جست سے ترسیب کرنے پر سونا حاصل ہوتا ہے۔
صنف M_2O کے تینوں آکسائیڈز آکسی نمک پیدا کرنے کی قابلیت
میں ایک دوسرے سے بہت کچھ مختلف ہیں۔
Cu_2O کے متناظر آکسی نمک جواب تک دریافت ہو چکے ہیں ان میں صرف
کیوپرس سلفائٹ، تھایوسلفیٹ، سلفیٹ، کاربونیٹ اور آکسیلیٹ شامل ہیں۔ ان
میں سے اول الذکر دو مرکب، متناظر قلوی مرکبات کے ساتھ مل کر دوہلے نمک
پیدا کرتے ہیں۔ کیوپرس آکسائیڈ پر ہلکائے نائیٹرک یا سلفیورک ترشے
کے عمل سے کیوپرک نمک کا محلول اور دھاتی تانبا حاصل ہوتا ہے۔ مثلاً

$$Cn_2O + H_2SO_4 = CuSO_4 + Cu + H_2O$$

تاہم کیوپرس آکسائیڈ اور میتھل سلفیٹ کو پانی کی غیرموجودگی میں باہم ملا کر
ریکورا[1] نے کیوپرس سلفیٹ خاکستری رنگ کے سفوف کی شکل میں تیار

[1] Recoura

کیا ہے[1]۔ اس کو پانی فی الفور کیوپرک سلفیٹ اور تانبے میں تحلیل کر دیتا ہے۔
Ag_2O کے متناظر آکسی نمکوں مثلاً نائیٹریٹ اور سلفیٹ سے ہم خوب واقف ہیں۔ وہ غالباً آکسائیڈ AgO کے نامعلوم نمکوں کی بھی جگہ لیے ہوئے ہیں۔ کاربونیٹ اور بوریٹ کے سوا وہ پانی سے آب پاشیدہ نہیں ہوتے۔

نمک پیدا کرنے کی قابلیت کے کم ہونے میں آرس آکسائیڈ Au_2O کیوپرس آکسائیڈ کے مشابہ ہے۔ اس کا متناظر سلفائیڈ اور تھایوسلفیٹ تیار کیا جا سکتا ہے لیکن عام آکسی نمک وجود پذیر نہیں ہیں۔

کلیہ ادوار عناصر کے معیار کے مطابق غور کیا جائے تو ان تین آکسائیڈز میں بعض بے قاعدگیاں نظر آتی ہیں۔ سلور آکسائیڈ بدیہی طور پر اُس زمرے میں شامل نہیں جس سے کیوپرس اور آرس آکسائیڈز کا تعلق ہے اور ان دو آکسائیڈز میں سے بھی اول الذکر غالباً زیادہ اساسی ہے، جیسے تانبا سونے سے زیادہ برقی مثبت ہے۔

کیوپرک اور آرک آکسائیڈز اور اُن کے نمک

کیوپرک آکسائیڈ (CuO) اور اس کے نمکوں سے ہم خوب واقف ہیں۔ ان کا مختصر ذکر ہی کافی ہے۔ جب کیوپرک سلفیٹ کے محلول میں قلوی ہائیڈر اکسائیڈ ملایا جاتا ہے تو رسوب کا رنگ پہلے ہلکا نیلا ہوتا ہے، لیکن قلی کی مزید مقدار سے گہرا ہو جاتا ہے۔ پہلے اساسی سلفیٹ کا رسوب پیدا ہوتا ہے لیکن قلی کی زائد مقدار اس کو غالباً ہائیڈر اکسائیڈ $Cu(OH)_2$ میں تبدیل کر دیتی ہے، گو بعض ارباب نظریہ کہتے ہیں کہ اساسی سلفیٹ اس پر بھی باقی رہتا ہے۔ یہ رسوب قلی کی افراط میں ناحل پذیر ہے لیکن مائع کو جوش دینے پر تقریباً سیاہ ہو جاتا ہے۔ سیاہ رسوب جو قلی کو سختی سے قابو میں رکھتا ہے $4CuO,H_2O$ پر مشتمل ہوتا ہے۔ لیکن سُرخی کی حد تک گرم کرنے پر

---

[1] C. r. de P Acad. des. Sciences, 148, 1105—8

CuO میں تبدیل ہوجاتا ہے۔
اگر قلی کے بہت مرتکز محلول میں تھوڑا سا کاپر سلفیٹ ملایا جائے تو رسوب پیدا ہوکر حل ہوجاتا اور گہرا نیلا محلول بن جاتا ہے۔ اس سے کیوپرک ہائیڈر اکسائیڈ میں ترشئی خواص کی موجودگی کا گمان ہوسکتا ہے لیکن اس کا باعث غالباً رسوب کا لسوتی حالت اختیار کرلینا ہے۔

کیوپرک نمکوں میں بالعموم قلماؤ کا پانی موجود ہوتا ہے۔ اس صورت میں ان کا رنگ نیلا یا سبز[1] اور نابیدہ حالت میں سفید یا زرد ہوتا ہے۔ ہیلائیڈز میں سے آیوڈائیڈ ناقیام پذیر ہے۔ بنتے ہی کیوپرس آیوڈائیڈ اور آیوڈین میں تحلیل ہوجاتا ہے۔ نائیٹریٹ گرم کرنے پر تحلیل ہوتا ہے۔ آکسائیڈ باقی بچتا ہے۔ لہذا یہ بھاری دھاتوں کے نائیٹریٹس کے مشابہ اور قلوی گروہ کے ارکان کے نائیٹریٹس سے مختلف ہے۔ **کاربونیٹ** اور **فاسفیٹ** پانی میں ناحل پذیر ہیں۔ اول الذکر ہمیشہ اساسی ہوتا ہے۔ معدن میلیکائیٹ[2]، مرکب $CuCO_3,Cu(OH)_2$ کی مشہور ومعروف شکل ہے۔ **سلفیٹ** سے بھی اساسی نمک بن سکتے ہیں۔ اس کا ہلکا یا آبی محلول جوش دینے پر آب پاشیدہ ہوکر سلفیورک ترشہ اور سبز رنگ کا ایک ناحل پذیر اساسی سلفیٹ پیدا کردیتا ہے۔ طبعی سلفیٹ کو کئی گھنٹوں تک گہری سرخ حرارت پر رکھنے سے اور قلوی ہائیڈر اکسائیڈ کے محلول سے کسری ترسیب کرنے پر بھی اساسی نمک بن سکتے ہیں۔

کیوپرک سلفیٹ ان دھاتوں کے سلفیٹس کے ساتھ جو دوری جدول میں تانبے سے متصل ہیں، یعنی زنک سلفیٹ اور لوہے، نکل اور کوبالٹ کے سلفیٹس کے ساتھ مل کر ہمشکل آمیزے پیدا کرتا ہے، حالانکہ کیوپرک سلفیٹ

---

[1] نوٹ ۱۸ صفحہ ۶۳۶
[2] Malachite.

معمولاً پانچ اور دوسرے سب سلفیٹس سات سالمات آب کے ساتھ قلمی شکل اختیار کرتے ہیں۔ مخلوط قلموں میں پانچ یا سات سالماتِ آب کا شمول کیوپرک سلفیٹ کے تناسب پر منحصر ہے۔

کیوپرک سلفیٹ قلوی دھاتوں کے سلفیٹس کے ساتھ مل کر دوئیلے نمک پیدا کرتا ہے۔ ان میں سے سب سے زیادہ مشہور وہ مرکب ہے جو وہ امونیم سلفیٹ کے ساتھ بناتا ہے۔ اس کا ضابطہ $CuSO_4(NH_4)_2SO_4,6H_2O$ ہے۔ ان نمکوں میں قلوی سلفیٹ کا ایک سالمہ، ہضابیدہ نمک میں پانی کے ایک سالمے کے بجائے شامل ہوتا ہے۔ یہ نمک اُن متناظر دوئیلے نمکوں کے ہمشکل ہیں جن میں فیرس لوہا، نکل، کوبالٹ، جست اور میگنیشیم شامل ہوتا ہے۔

کیوپرک سلفیٹ کے محلول میں ایمونیا بہ افراط ملانے سے نیلے رنگ کا جو محلول حاصل ہوتا ہے اُس میں نمک $[Cu(NH_3)_4]\ SO_4$ موجود ہوتا ہے۔ بارہویں باب کے آخر میں اس مرکب کا پھر ذکر آئیگا۔

آرک آکسائیڈ ضابطہ Au_2O_3 سے تعبیر کیا جاتا ہے۔ اس کا کلورائیڈ $AuCl_3$ ہے۔ امتحانی ضابطوں AuO اور $AuCl_2$ کے مرکب بھی وجود پذیر ہیں، لیکن وہ علی الترتیب آرس آریٹ $Au.AuO_2$ اور آرس کلورآریٹ $Au\ AuCl_4$ متصور ہونے چاہئیں۔ جس حد تک ترشئی خواص اس گروہ میں ہم تاحال دیکھ چکے ہیں، سکوی آکسائیڈ اور متناظر مرکبات کا وجود، آرک سونے میں ان خواص کو اُس سے زیادہ نمایاں بنا دیتا ہے۔

آرک کلورائیڈ کے مرتکز محلول میں پوٹاسیم ہائیڈر اکسائیڈ ملانے سے آرک ہائیڈر اکسائیڈ کا رسوب بھورے سفوف کی شکل میں پیدا ہوتا ہے۔ قلی کی زائد مقدار میں یہ حل پذیر ہے۔ اس طرح پوٹاسیم آریٹ $KAuO_2$ بن جاتا ہے۔ ہلکا یا نائیٹرک ترشہ اس سے ہائیڈر اکسائیڈ کی پھر ترسیب کرتا ہے نابیدہ کرنے پر $Au(OH)_3$ پہلے آرک ہائیڈر آکسائیڈ $AuO(OH)_3$ اور پھر آرک آکسائیڈ Au_2O_3 میں تبدیل ہوتا ہے۔ آخر الذکر

مرکب ۲۵۰° سے نیچے اپنے عناصر میں تحلیل ہو جاتا ہے۔

آرئٹیس مثلاً $KAuO_2, 3H_2O$ یا $KAu(OH)_4, H_2O$ معین ترکیب کے قلمی نمک ہیں۔ پانی میں حل پذیر ہیں۔ محلول قلویانہ اور کسی قدر ناقیام پذیر ہوتا ہے۔ آرک آکسائیڈ اپنے عمل کے لحاظ سے تقریباً پورا ترشئی ہے۔ قیام پذیر آکسی نمک پیدا نہیں کرتا۔ لہٰذا یہ ایلومینا سے جو خاصا قیام پذیر سلفیٹ بنا سکتا ہے کم اساسی ہے۔

آرک آکسائیڈ میں مرتکز ایمونیا ملانے سے ایک مرکب جس کا امتحانی ضابطہ $AuN_2H_3, 3H_2O$ ہے بن جاتا ہے۔ یہ بارق سونا کہلاتا ہے۔ یہ مرکب غالباً ایک ایمین ہے جس کی ترکیب ضابطہ $\left[Au\begin{matrix}(NH_3)_2\\(OH)_2\end{matrix}\right]OH$ سے تعبیر ہوتی ہے۔ تگرفتا ٹٹرا ایمینو اساسی اصلیے $[Au(NH_3)_4]^{\cdots}$ کے بعض نمک تیار کیے گئے ہیں[1]۔

سونے کے ٹرائی ہیلائیڈز میں ہیلینہائیڈ رائیڈز کے کئی خواص پائے جاتے ہیں۔ ان میں نمکوں کے خواص بہت کمزور ہیں۔ آرک کلورائیڈ، $AuCl_3$، جو کلورینی پانی میں سونے کے محلول کو بہ احتیاط تبخیر کرنے سے حاصل ہوتا ہے بھورے رنگ کا قلمی مادہ ہے جو الکوہل اور ایتھر میں حل ہو سکتا اور ۲۸۸° پر پگھلتا ہے۔ آبی محلول سے $AuCl_3, 2H_2O$ کی نارنجی سرخ قلمیں بنائی جا سکتی ہیں۔ ہائیڈرو کلورک ترشے کے ساتھ مل کر یہ کلور آرک یا آری کلورک ترشہ $HAuCl_4, 3H_2O$ بھی پیدا کر سکتا ہے۔ کلور آرئٹیس یا آری کلورائیڈز (مثلاً $2KAuCl_4, H_2O$) اسی سے مشتق ہیں۔ لہٰذا آرک کلورائیڈ، قلوی کلورائیڈز کے ساتھ مل کر پیچیدہ قلوی نمک پیدا کرنے میں پلیٹنک کلورائیڈ کے مشابہ ہے۔

[1] Weitz, Annalen, (1915), 410, 117.

آرِی سائنائیڈز معروف مرکبات ہیں۔ آرِک کلورائیڈ کے تعدیلی محلول میں پوٹاسیم سائنائیڈ کا مرتکز محلول ملانے سے پوٹاسیم آرِی سائنائیڈ $KAu(CN)_4$ حاصل ہوتا ہے۔ یہ ایک بے رنگ نمک ہے جس سے $HAu(CN)_4$ ترشے کی سفید قلمیں تیار کی جاسکتی ہیں۔

سلفائیڈز

Cu_2S اور CuS تانبے کے دو سلفائیڈز ہیں جو کیوپرس اور کیوپرک آکسائیڈز کے متناظر ہیں۔ جب کیوپرک سلفائیڈ ہوا کی غیر موجودگی میں تھوڑا سا گرم کیا جاتا ہے تو گندک کے نقصان سے یہ کیوپرس سلفائیڈ پیدا کردیتا ہے۔ کیوپرس سلفائیڈ تانبے کو گندک کے ساتھ گرم کرنے پر بھی بنتا ہے۔ دونوں مرکب قدرتی طور پر پائے جاتے ہیں۔ گو کیوپرس آکسائیڈ کے مانند کیوپرس سلفائیڈ بھی کیوپرک مرکب سے زیادہ قیام پذیر ہے۔ کیوپرک سلفائیڈ بہت کمزور ترشئی خواص کا اظہار کرتا ہے کیونکہ قلوی سلفائیڈز کے محلولوں میں یہ قابل احساس حد تک حل پذیر ہے۔

چاندی کا صرف ایک ہی سلفائیڈ Ag_2S ہے۔ سیاہ ٹھوس ہے۔ پانی قلیوں اور قلوی سلفائیڈز میں حل نہیں ہوتا۔ سونے کے تین سلفائیڈز معلوم ہیں۔ Au_2S Au_2S_2 اور Au_2S_3۔ آخرالذکر بہت ناقیام پذیر ہے۔ آرس سلفائیڈ جو آرک کلورائیڈ کے گرم محلول کو ہائیڈروجن سلفائیڈ سے تحویل کرنے پر حاصل ہوتا ہے، قلوی سلفائیڈز کے ساتھ مل کر تھایو آرائیٹس $MAuS$ پیدا کردیتا ہے۔ ڈائی سلفائیڈ Au_2S_2 جو شائد آرس تھایو آریٹ $AuAuS_2$ ہے، آرک کلورائیڈ کے سرد محلول پر ہائیڈروجن سلفائیڈ کے عمل سے بنتا ہے۔ سوڈیم سلفائیڈ کے ساتھ اس کا یوں تعامل ہوتا ہے:—

$$Au_2S_2 + 2Na_2S = 2NaAuS + Na_2S_2$$

اور پالی سلفائیڈ کے ساتھ مل کر یہ تھایو آریٹ پیدا کرتا ہے۔ آرک سلفائیڈ Au_2S_3،

جو تھایو آرک اینہائیڈرائیڈ ہے اور قلوی سلفائیڈز کے ساتھ مل کر تھایو آرینٹس بناتا ہے، تر طریقے سے تیار نہیں کیا جا سکتا۔ بلکہ گرم کیے ہوئے آری کلورائیڈ پر ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارنے سے حاصل ہوتا ہے۔

چاندی اور تانبے کے مرکبات کے مقابلے میں سونے کے ترشئی خواص کی برتری متذکرۂ بالا سلفائیڈز کے خواص سے خوب واضح ہے۔

سب آکسائیڈز اور پر آکسائیڈز

کاپر سب آکسائیڈ (Cu_4O) کیوپرک نمک کے قلوی محلول کو اسٹینس کلورائیڈ سے تحویل کرنے پر زیتونی سبز سفوف کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ تانبا پہلے کیوپرس حالت میں سے گزرتا اور اگر تحویل جاری رکھی جائے تو آخر کار دھاتی شکل میں جدا ہوتا ہے۔ ہائیڈروکلورک ترشے سے مل کر یہ آکسائیڈ کیوپرس کلورائیڈ اور تانبا پیدا کر دیتا ہے۔ اس لیے ممکن ہے کہ یہ محض کیوپرس آکسائیڈ اور تانبے کا آمیزہ ہی ہو۔

سلور سب آکسائیڈ، Ag_4O نیز سب ہیلائیڈز Ag_2F اور Ag_2Cl شاید وجود پذیر ہیں۔ لیکن یہ مرکبات غالباً دھاتی چاندی اور Ag_2O یا متناظر ہیلائیڈ کے آمیزے پر مشتمل ہوتے ہیں۔

کاپر پر آکسائیڈ، $CuO_2.H_2O$ ، کیوپرک ہائیڈراکسائیڈ پر ہلکائے ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے عمل سے زردی مائل بھورے رنگ کے قلمی سفوف کی شکل میں بنتا ہے۔ اگر یہ مرطوب ہو تو ناقیام پذیر ہے۔ یہ غالباً سُوپر آکسائیڈ ہے۔ کیونکہ ہلکائے ترشوں سے یہ کیوپرک نمک اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

ایک اور آکسائیڈ Cu_2O_3 بھی ہے، جو تانبے کے مثبت برقیرے سے

سوڈیم ہائیڈرا کسائیڈ کے مرتکز محلول کی آب پاشیدگی پر زرد سفوف کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔

سلور پر آکسائیڈ AgO جب سلور نائیٹریٹ کے تعدیلی محلول کی برق پاشیدگی کی جاتی ہے تو مثبت برقیرے پر ایک سیاہ سفوف جمع ہوتا ہے۔ یہ چاندی کا پر آکسائیڈ Ag_3O_4 ہے۔ اس مرکب کو پانی کے ساتھ جوش دینے پر آکسیجن خارج ہوتی ہے اور آکسائیڈ AgO باقی بچتا ہے۔ آخر الذکر آکسائیڈ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کو تحلیل نہیں کرتا، لہٰذا یہ سُو پر آکسائیڈ نہیں ہے اس کو ایک کمزور اساسی آکسائیڈ اور CuO کا مثیل باور کرنے کی وجہ موجود ہے۔ مگر کیمیائی خواص میں یہ لیڈ پر آکسائیڈ PbO_2 کے مانند ہے۔

چونکہ وہ بے رنگ نمک جو Ag_2O سے مشتق ہیں کیوپرس نمکوں کے مماثل ہیں، اس لیے AgO سے مشتق نمک اگر کیوپرک نمکوں کے مماثل ہوں تو انہیں رنگ دار ہونا چاہیے۔

چھٹا باب

گروہِ دوم

ذیلی گروہ ا	ذیلی گروہ ب
۴ Be (۹،۱)	
۱۲ Mg (۲۴،۳۲)	
۲۰ Ca (۴۰،۰۷)	۳۰ Zn (۶۵،۳۷)
۳۸ Sr (۸۷،۶۳)	۴۸ Cd (۱۱۲،۴۰)
۵۶ Ba (۱۳۷،۳۷)	
	۸۰ Hg (۲۰۰،۶)
۸۸ Ra (۲۲۶،۳)	

ذیلی گروہ ا کی دھاتیں کیلسیئم، اسٹرانشیئم اور بیریئم جو سلسلے میں علی الترتیب پوٹاسیم، روبیڈیم اور سیزیم کے عین مابعد آتی ہیں، ایک دوسرے سے قریبی مشابہت رکھنے والے برقی مثبت عناصر کے ایک گروہ پر مشتمل ہیں اور قلوی ارضی دھاتوں کے نام سے موسوم ہیں۔ ان کے ساتھ ریڈیم بھی شامل ہونی چاہیے جو سلسلے میں تا حال ایک

نا معلوم قلوی دھات کے بعد آتی ہے۔ گروہ اول کے جو عناصر ان دھاتوں کے جوار میں واقع ہیں ان سے یہ کم برقی مثبت ہیں۔

ذیلی گروہ ب کا جو جست کیڈمیئم اور پارے پر مشتمل ہے ذیلی گروہ ا کے ساتھ وہی عام تعلق ہے جو گروہ اول ب کا گروہ اول ا کے ساتھ ہے۔ اس کے ارکان قلوی ارضی دھاتوں سے کم مثبت ہیں اور جیسا کہ طویل سلسلے میں ان دو ذیلی گروہوں کے اضافی مقامات سے توقع ہو سکتی ہے یہ عناصر قلوی ارضی دھاتوں کے ساتھ کوئی بین مشابہت نہیں رکھتے۔ تاہم گروہ کی حیثیت سے دو گرفتا ہونے کی خاصیت ان میں موجود ہے۔

بیریلیم اور میگنیشیئم خواص میں قلوی ارضی دھاتوں کے بجائے جست سے زیادہ ملتے جلتے ہیں اور اس لیے وہ گروہ دوم ب میں شامل کیے جا سکتے ہیں۔

تاہم بعض امور میں ان دو عنصروں بالخصوص میگنیشیئم کے متعلق یہ تصوّر کیا جا سکتا ہے کہ وہ قلوی ارضی دھاتوں اور جست کے گروہ میں ایک رابطہ کی حیثیت رکھتا ہے۔ لہذا سب سے پہلے بیریلیم اور میگنیشیئم ہی کا اس گروہ کے "صنف نما" عنصر ہونے کے لحاظ سے ذکر کیا جائیگا۔

بیریلیئم (گلوسینم) اور میگنیشیئم

سلسلے میں بیریلیئم کا مقام لیتھیئم اور بوران، اور میگنیشیئم کا سوڈیم اور ایلومینیئم کے درمیان ہے جس سے یہ صاف ظاہر ہے کہ میگنیشیئم کو بیریلیئم سے زیادہ برقی مثبت یا اساس زا ہونا چاہیے۔ چنانچہ اس کا ثبوت حسبِ ذیل واقعات سے ملتا ہے:-

بیریلیئم ہائیڈر اکسائیڈ کمزور ترشئی ہے۔ سرد قلوی ہائیڈر اکسائیڈ زمیں حل ہو جاتا ہے۔ میگنیشیئم ہائیڈر اکسائیڈ اس طور پر حل نہیں ہوتا۔ بیریلیئم دھات آکسیجن کے ساتھ اُتنی آسانی سے نہیں ملتی جس آسانی سے میگنیشیئم مل جاتا ہے۔ پانی کو بھی وہ اُتنی آسانی سے تحلیل نہیں کرتی۔ علاوہ ازیں بیریلیئم، آکسائیڈ کو میگنیشیئم سے تحویل کرکے حاصل کی جا سکتی ہے۔ اس دھات کے اساسی نمک بھی

میگنیشیئم کے مقابلے میں زیادہ آسانی سے بنتے ہیں۔[1]

یہ دونوں دھاتیں[2] اپنے کلورائیڈز کی سوڈیم یا پوٹاسیم سے تحویل، یا برق پاشیدگی سے تیار کی جاسکتی ہیں۔ دونوں میں نقرئی رنگ پائی جاتی ہے۔ دونوں کی کثافت کم ہے۔ بیریلیئم کی کثافت ۱٫۸۴۲ اور میگنیشیئم کی ۱٫۷۵ ہے۔ جوہری حجم علی الترتیب ۴٫۹۴ اور ۱۳٫۹۰ ہے۔ دونوں میں سے کوئی دھات بہ آسانی تکسید یا پانی سے متاثر نہیں ہوتی۔ بلکہ جوش کھاتے ہوئے پانی کا میگنیشیئم کے ساتھ آہستگی سے تعامل ہوتا ہے اور بیریلیئم کے ساتھ نہیں ہوتا۔ میگنیشیئم کا نقطہ اماعت ۰۰۵° اور بیریلیئم کا ۱۲۸۰° ہے۔ ہلکائے ہائیڈروکلورک اور سلفیورک ترشوں میں یہ دھاتیں بہ آسانی حل ہوتی ہیں۔ میگنیشیئم نائیٹرک ترشے میں بھی حل ہوتا ہے مگر بیریلیئم پر نائیٹرک ترشے کا عمل نہیں ہوتا۔ اس بات میں یہ ایلومینیئم کے مشابہ ہے۔ قلوی ہائیڈر آکسائیڈز میں حل پذیر ہونے کے لحاظ سے بھی بیریلیئم ایلومینیئم کے مشابہ اور میگنیشیئم سے مختلف ہے۔

عنصر اور مرکبات کے خواص کے لحاظ سے بیریلیئم کا قلوی ارضی دھاتوں کے ساتھ وہی رشتہ ہے جو لیتھیم کا قلوی دھاتوں کے ساتھ ہے۔ اور گروہ دوم میں بیریلیئم کا گروہ سوم کے رکن ایلومینیئم کے ساتھ جو رشتہ ہے اُس کی مثال گروہ سوم کے رکن بوران اور گروہ چہارم کے رکن سلیکان کے باہمی رشتے سے ملتی ہے۔

آکسائیڈز BeO اور MgO دونوں، دھاتوں کو ہوا میں جلانے یا آکسی نمکوں مثلاً نائیٹریٹس، کاربونیٹس اور سلفیٹس کو بخارات آبی کی موجودگی میں بھوننے سے حاصل ہوتے ہیں۔ لیکن بیریلیئم سلفیٹ میگنیشیئم سلفیٹ کے مقابلے میں بہت زیادہ

---

[1] نوٹ ۱۹ - صفحہ ۶۳۶

[2] بیریلیئم ذرا کمیاب ہے۔ اس کا بڑا ماخذ بیرل $3BeO,Al_2O_3,6SiO_2$ ہے۔ میگنیشیئم بطور سلفیٹ اپسم نمک $MgSO_4,7H_2O$ میں، بطور کلورائیڈ کارنیلائیٹ $KCl,MgCl_2,6H_2O$ میں، بطور کاربونیٹ میگنیسائیٹ $MgCO_3$، اور ڈولومائیٹ $(MgCa)\,CO_3$ میں نیز کئی سلیکیٹس میں پایا جاتا ہے۔ اس سے ہمیں معاً قلوی ارضی دھاتوں کا طرزِ وقوع یاد آتا ہے۔

آسانی سے تحلیل ہوتا ہے اور برقی مثبت خواص میں بیریلیئم کے ادنیٰ ہونے کا تقاضا بھی یہی ہے۔ جس آسانی سے یہ آکسی نمک تحلیل ہو جاتے ہیں، اگر اس کا قلوی اور قلوی ارضی دھاتوں کے آکسی نمکوں کی تحلیل سے مقابلہ کیا جائے تو خالی از منفعت نہ ہوگا۔ کیونکہ قلوی ارضی دھاتوں کے سلفیٹس یا قلوی دھاتوں کے کاربونیٹس سرخ حرارت پر بھی تحلیل نہیں ہوتے اور ان کے نائیٹریٹس خوب گرم کرنے پر صرف آکسیجن کو کھو کر نائیٹرائیٹس میں تبدیل ہوتے ہیں۔ خوب گرم کرنے پر بیریلیئم آکسائیڈ تیزابوں میں ناحل پذیر ہو جاتا ہے میگنیشیئم آکسائیڈ اس طرح سے ناحل پذیر نہیں بنتا۔

بیریلیئم اور میگنیشیئم دونوں کے آکسائیڈز ان کے ہائیڈر اکسائیڈز کو دھیمی آنچ پر گرم کر کے تیار کیے جاتے ہیں۔ یہ پانی کے عمل سے پھر بہ آسانی ہائیڈر اکسائیڈز میں تبدیل نہیں ہوتے۔ لیکن دھیمی آنچ پر بھنا ہوا میگنیشیئم آکسائیڈ پانی میں اتنا حل پذیر ضرور ہوتا ہے کہ قلویانہ تعامل کا اظہار کرتا ہے۔ محلول میں میگنیشیئم ہائیڈر اکسائیڈ موجود ہوتا ہے۔ جب اس آکسائیڈ میں تھوڑا سا پانی ملایا جاتا ہے تو یہ رفتہ رفتہ جم کر سخت مادہ کی شکل اختیار کر لیتا ہے اور کلورائیڈ کے ساتھ مل کر سارل کا سیمنٹ بنا دیتا ہے۔

میگنیشیئم ہائیڈر اکسائیڈ، ایمونیم کلورائیڈ کے محلول میں حل پذیر ہے۔ اس خاصیت سے کیمیائی تشریح میں استفادہ کیا جاتا ہے۔ ایمونیم کلورائیڈ، ایمونیا سے میگنیشیئم ہائیڈر اکسائیڈ کی ترسیب کو روک دیتا ہے۔ رواں کے نظریے سے اس امر کی توجیہ یہ کی جاتی ہے کہ ایمونیم کلورائیڈ، میگنیشیئم ہائیڈر اکسائیڈ کی اس قلیل مقدار سے جو پانی میں حل ہوتی ہے تعامل کر کے ایمونیم ہائیڈر اکسائیڈ پیدا کرتا ہے۔ یہ ایمونیم ہائیڈر اکسائیڈ محلول کے اندر ایمونیم اور ہائیڈر اکسائیڈ روانوں میں محض خفیف سا منفرق ہوتا ہے اور اس کا کچھ حصہ ایمونیا اور پانی میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ اس طرح سے محلول میں OH روانوں کا ارتکاز کم ہو جاتا ہے جس سے مزید $Mg(OH)_2$ حل ہوتا ہے۔

مندرجۂ ذیل مساواتوں سے ان تعاملات کی توضیح ہوتی ہے:۔

$$Mg(OH)_2 + 2NH_4Cl \rightleftharpoons MgCl_2 + 2NH_4OH$$

$$2NH_4OH \rightleftharpoons 2NH_3 + 2H_2O$$

اس کے ساتھ ہی غالباً دوئیلا یا پیچیدہ نمک $(NH_4)_2MgCl_4$ بھی محلول میں پیدا ہوجاتا ہے اور منفی روان $MgCl''_4$ میں میگنیشیئم کی موجودگی امونیم ہائیڈراکسائیڈ سے اس کی ترسیب کو روک دیتی ہے۔

جیساکہ پہلے بیان کیا گیا $Be(OH)_2$ کمزور ترشئی خواص کی وجہ سے قلوی ہائیڈراکسائیڈز کے سرد محلولوں میں حل ہوجاتا ہے۔ جوش دینے یا سرد حالت میں دیر تک رکھنے پر ان محلولوں سے ہائیڈراکسائیڈ کی ایک متضاعف شکل جُدا ہوتی ہے۔ اس خاصیت میں بیریلیئم ہائیڈراکسائیڈ جست اور ایلومینیئم کے ہائیڈراکسائیڈز سے مختلف اور کرومک ہائیڈراکسائیڈ کے مانند ہے۔ میگنیشیئم ہائیڈراکسائیڈ قلیوں میں حل نہیں ہوتا۔

کلورائیڈز $BeCl_2$ اور $MgCl_2$ دونوں، دھاتوں یا آکسائیڈز پر ہائیڈروکلورک ترشے کے عمل سے بنتے ہیں۔ نابیدہ حالت میں وہ آکسائیڈز اور کاربن کے گرم کردہ آمیزے پر کلورین کے عمل سے حاصل ہوتے ہیں:-

$$(Be,Mg)O + Cl_2 + C = (Be,Mg)Cl_2 + CO,$$

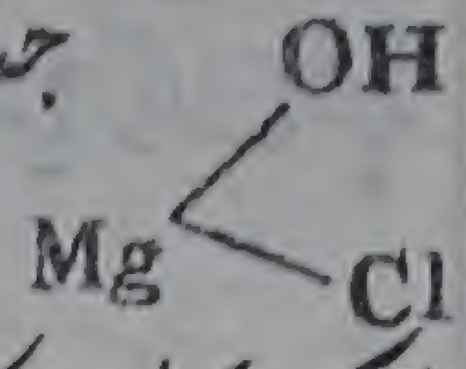
نابیدہ میگنیشیئم کلورائیڈ آبیدہ کلورائیڈ کو خلا یا ہائیڈروجن کلورائیڈ کی رَو میں بھوننے سے یا اس نمک کے محلول میں امونیم کلورائیڈ بہ افراط ملا کر حاصل شدہ دوئیلے نمک کو گرم کرکے بھی تیار ہوسکتا ہے۔

$BeCl_2$ کی قلمیں ریشم نما سوئیوں کے مانند ہوتی ہیں۔ یہ تقریباً ۶۰۰° پر پگلتی اور کسی قدر بلند تپش پر صعود کرتی ہیں۔ $MgCl_2$ کی قلمیں مرواریدی پتیوں کی شکل میں بنتی ہیں۔ یہ ہائیڈروجن کی فضا میں سُرخ حرارت پر پگلائی اور کشید کی جاسکتی ہیں۔

دونوں نمک نمگیر ہیں اور علی الترتیب $BeCl_2, 4H_2O$ اور

$MgCl_2{\cdot}6H_2O$ کی آبیدہ قلمیں بناتے ہیں۔ آبیدہ نمک گرم کرنے پر بہ آسانی اساسی نمکوں میں تبدیل ہوتے ہیں اور بیریلیئم کے کئی ایسے اساسی نمک جن کی ترکیب مشتبہ ہے دریافت ہو چکے ہیں۔ بیریلیئم کلورائیڈ ایتھر کے ساتھ مل کر مرکب $Becl_2\ 2\ (C_2H_5)_2O$ اور امونیا کے ساتھ مل کر ڈائی اور ٹیٹرا ایمونیٹ پیدا کرتا ہے۔

جب آبیدہ میگنیشیئم کلورائیڈ حرارت سے تحلیل ہوتا ہے تو آکسی کلورائیڈ



بنتا ہے، لیکن جب نابیدہ کلورائیڈ مرطوب ہوا میں گرم کیا جاتا ہے تو آکسائیڈ اور کلورین پیدا ہوتی ہے۔

$$2MgCl_2 + O_2 = 2MgO + 2Cl_2,$$

یہ تعامل ویلڈن[1] اور پیشینی[2] کے صنعتی قاعدے میں کلورین کی بازیافت کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔ بیریلیئم کلورائیڈ کا طریق عمل بھی ایسا ہی ہے۔ میگنیشیئم کلورائیڈ قلوی کلورائیڈز کے ساتھ مل کر $MCl,MgCl_2,6H_2O$ صنف کے قیام پذیر دوئیلے نمک پیدا کرتا ہے[3]۔

دوسرے نمک۔ ان دھاتوں کے دوسرے نمکوں میں سے کاربونیٹس اور سلفیٹس کا ذکر کیا جا سکتا ہے۔

بیریلیئم کاربونیٹ۔ ہائیڈرآکسائیڈ کو پانی میں معلق رکھ کر کاربن ڈائی آکسائیڈ گزارنے سے جو محلول حاصل ہوتا ہے اُس سے بیریلیئم کاربونیٹ کی آبیدہ قلمیں جو $BeCO_3,4H_2O$ پر مشتمل ہوتی ہیں جُدا کی جا سکتی ہیں۔ اس محلول میں غالباً بائی کاربونیٹ موجود ہوتا ہے۔ طبعی نمک سے کاربن ڈائی آکسائیڈ بہ آسانی خارج ہوتی ہے جس سے اساسی کاربونیٹ بنتا ہے۔

---

[1] Weldon

[2] Pechiney

[3] کارنیلائیٹ $KCl,MgCl_2,6H_2O$ ہے۔

میگنیشیئم کاربونیٹ کیلسیئم کاربونیٹ کا ہمدوشکل ہے۔ یہ میگنیسائیٹ کے طور پر پایا جاتا ہے۔ کاربانک ترشے میں میگنیشیئم کاربونیٹ کے محلول کو رکھ دینے سے کچھ عرصے کے بعد $MgCO_3, 3H_2O$ امتحانی ضابطے کی قلمیں جدا ہوتی ہیں۔ تاہم یہ نمک سہ آبیدہ طبعی کاربونیٹ متصور نہیں ہونا چاہیے[1]۔ بلکہ دو آبیدہ ہائیڈراکسی کاربونیٹ[2] $Mg(OH)CO_3H, 2H_2O$ ہے، کیونکہ اس کو ۱۰۰° پر ہوا کی رو میں رکھنے یا، ۱۴۰° پر جوش کھاتی ہوئی زائلین سے گرم کرنے پر اس کا صرف دو ثلث پانی ہی خارج ہوتا ہے۔ میگنیشیئم سلفیٹ اور سوڈیم کاربونیٹ کے محلولوں کو ملانے سے غالباً حسب ذیل تعاملات واقع ہوتے ہیں:۔

$$MgSO_4 + 2Na_2CO_3 = Mg(CO_3Na)_2 + Na_2SO_4$$

$$Mg(CO_3Na)_2 + H_2O \rightleftharpoons Mg(OH).CO_3H + Na_2CO_3$$

$$Mg(OH).CO_3H + H_2O \rightleftharpoons Mg(OH)_2 + H_2CO_3.$$

میگنیشیئم کے مختلف آبیدہ اساسی کاربونیٹس کا جو " میگنیشیا ایلبا " (magnesia alba) کے نام سے موسوم ہیں خرد بین سے امتحان کرنے پر معلوم ہوا ہے کہ وہ تین مرکبات $HO. Mg. CO_3H$، $HO. Mg. CO_3H, 2H_2O$ اور $Mg(OH)_2$ کے آمیزے پر مشتمل ہیں۔

عام طور پر یقین کیا جاتا ہے کہ ترسیب سے اساسی میگنیشیئم کاربونیٹ کے بننے سے پہلے طبعی کاربونیٹ بنتا ہے جو بعد ازاں آب پاشیدہ ہو جاتا ہے۔ یہ امر کہ مندرجۂ بالا مساواتیں اُس تغیر کو جو میگنیشیئم سلفیٹ اور سوڈیم کاربونیٹ کے محلولوں کو ملانے سے واقع ہوتا ہے زیادہ صحت کے ساتھ تعبیر کرتی ہیں، اس سے ظاہر ہے کہ اگر یہ رسوب چند روز تک قلم زا مائع کے ساتھ

[1] Davis, J. Soc. Chem. Ind. (1906), 25, 788.

[2] نوٹ ۲۰۔ صفحہ ۶۳۷

جس میں سوڈیم کاربونیٹ شامل ہو تماس کی حالت میں رکھ دیا جائے، تو یہ پورے طور پر دوآبیدہ ہائیڈراکسی کاربونیٹ $Mg(OH).CO_3H,2H_2O$ کی قلموں میں تبدیل ہوجاتا ہے۔

اساسی کاربونیٹس بہ آسانی پیدا کرنے میں جست، پارا، سیسا اور تانبا میگنیشیئم کے مماثل ہیں۔ اس امر کا ذکر دلچسپی کا باعث ہوگا کہ اس سے بھی کم اساس زا عناصر مثلاً فیرک لوہے اور ایلومینیئم کی صورت میں، قلوی کاربونیٹس کے محلول کے عمل سے صرف ہائیڈراکسائیڈز ہی پیدا ہوتے ہیں۔ یعنی کاربونیٹس کو پانی پورے طور پر آب پاشیدہ کردیتا ہے۔ ناقیام پذیری میں سلفائیڈز کاربونیٹس کے مانند ہیں، کیونکہ ہائیڈروجن سلفائیڈ ایک ایسا ترشہ ہے جو طاقت میں کاربانک ترشے کا ہمسر سمجھا جا سکتا ہے۔ اسی وجہ سے میگنیشیئم، ایلومینیئم، کرومک اور دوسرے سلفائیڈز پانی کی موجودگی میں ناقیام پذیر ہیں۔ وہ آب پاشیدہ ہوکر دھاتی ہائیڈراکسائیڈ اور ہائیڈروجن سلفائیڈ پیدا کردیتے ہیں۔

بیریلیئم سلفیٹ $BeSO_4$ بالعموم چار سالمات آب کے ساتھ قلمی شکل اختیار کرتا ہے۔ لیکن ایک ہفتا بیدہ نمک بھی دریافت ہوا ہے جو میگنیشیئم سلفیٹ کا ہمشکل ہے۔ یہ مرکب آسانی سے اساسی نمک پیدا کرتا ہے۔ چنانچہ متعدد اساسی نمک وجود پذیر ہیں۔ اس نمک کے آبی محلول کے ترشگانہ تعامل ہی سے آب پاشیدگی کا رُجحان ظاہر ہے۔ قلمی بیریلیئم سلفیٹ کو خوب گرم کرنے پر پانی اور سلفر ٹرائی آکسائیڈ خارج ہوجاتا اور خالص آکسائیڈ کا ثفل باقی بچتا ہے۔ اس تعامل سے بیریلیئم کے وزنِ جوہر کی تخمین میں کام لیا گیا ہے۔

میگنیشیئم سلفیٹ کی قلمیں بالعموم معیّن نما منشوری ہوتی ہیں۔ ان میں پانی کے [1] سالمے پائے جاتے ہیں اور یہ زنک سلفیٹ کی ہمشکل ہیں۔

[1] نوٹ ۲۱۔ صفحہ ۶۳۸

تاہم اس کی دوسری شکلیں بھی وجود پذیر ہیں، جن میں پانی کے ۱ سے لے کر ۲۴ تک سالمات پائے جاتے ہیں۔ ہفتابیدہ شکل میں سے پانی کا ایک سالمہ اپنی جگہ قلوی سلفیٹ کے ایک سالمے سے بدل سکتا ہے جس سے $MgSO_4, K_2SO_4, 6H_2O$ جیسے دوہیلے نمک بنتے ہیں۔ اس بات میں یہ زِنک سلفیٹ کے مشابہ ہے۔ میگنیشیئم کا کوئی اساسی سلفیٹ دریافت نہیں ہوا۔

بیریلیئم اور میگنیشیئم کے سلفیٹس قلوی ارضی دھاتوں کے سلفیٹس سے کم قیام پذیر ہیں اور اس وجہ سے وہ بحیثیت نمک اُن سے ناقص ہیں۔ پانی میں بہ آسانی حل پذیر ہونے کی وجہ سے بھی وہ اُن سے مختلف ہیں۔

بیریلیئم سے صنف $M<\begin{matrix}O\\|\\O\end{matrix}$ کا سُوپر آکسائیڈ نہیں بن سکتا، لیکن میگنیشیئم MgO اور MgO_2 کا ایک ناقیام پذیر آمیزہ پیدا کر سکتا ہے جو ۰° سے نیچے ہی تحلیل ہوتا ہے[1]

میگنیشیئم دھات کو نائٹروجن گیس میں گرم کرنے پر راست اتحاد سے میگنیشیئم نائٹرائیڈ Mg_3N_2 بنتا ہے۔ ہوا یا آکسیجن میں خوب گرم کرنے پر یہ تحلیل ہو جاتا ہے۔ پانی کا اس پر یوں عمل ہوتا ہے:—

$$Mg_3N_2 + 3H_2O = 3MgO + 2NH_3.$$

لیتھیم بھی جو کلیہ ادوارِ عناصر کے اقتضا کے مطابق بعض امور میں میگنیشیئم کے مشابہ ہے، اسی قسم کا مرکب پیدا کرتی ہے۔

کیلسیئم، اسٹرانشیئم اور بیریم

طرزِ وقوع اور خواص کے اعتبار سے یہ عناصر ایک دوسرے سے بہت

---

[1] Ruff and Geisel, Ber. (1904), 37, 3683

مشابہت رکھتے ہیں[1]۔ سوڈیم یا پوٹاسیم سے ہیلائیڈز کی تحویل یا ہیلائیڈز کی برق پاشیدگی سے ان دھاتوں کی تیاری میں کام لیا جاتا ہے۔ گداختہ کیلسیئم کلورائیڈ کی برق پاشیدگی سے دھاتی کیلسیئم کی معتد بہ مقدار تیار کی گئی ہے[2]۔ اس میں کیلسیئم کلورائیڈ ۸۰۰° سے پست تپش پر رکھا جاتا ہے تاکہ دھات آزاد ہونے کے بعد $CaCl_2$ سے مل کر Ca_2Cl_2 نہ پیدا کردے یا ہوا میں جل نہ اُٹھے۔ لوہے کا منفی برقیرہ استعمال کیا جاتا ہے جو کلورائیڈ کی سطح سے محض مس ہی کرتا ہے اور وقتاً فوقتاً اُوپر اُٹھایا جاتا ہے۔ اس پر دھات کی ایک سلاخ جو گداختہ کیلسیئم کلورائیڈ سے ڈھکی ہوتی ہے، بتدریج بن جاتی ہے۔ اس میں ۹۷٫۰۵ فی صد کیلسیئم شامل ہوتی ہے۔

کیلسیئم کسی قدر سخت اور چاندی کی طرح سفید سی دھات ہے۔ اس کی کثافت تقریباً ۱٫۵۴ اور نقطہ اماعت ۸۱۰° ہے۔

اگر فولاد کی ہوا سے خالی کردہ نلی میں بریطا اور سلیکان کا آمیزہ گرم کیا جائے[3] تو ۱۲۰۰° پر خالص بیریم کشید ہوتی ہے۔

ان دھاتوں کے نقاط اماعت قلوی دھاتوں سے پست ہیں اور یہ اتنی آسانی سے تکسید نہیں ہوسکتیں۔ ہوا میں وہ مقابلتہً قیام پذیر ہیں لیکن اگر آکسیجن یا لونجنوں کے ساتھ گرم کی جائیں تو اُن سے کیمیائی طور پر مل جاتی ہیں۔ کرہ ہوا کی تپش پر وہ پانی کو تحلیل کرتی ہیں جس سے ہائیڈروجن خارج ہوتی ہے۔ گو یہ عمل اتنا پرزور نہیں ہوتا جتنا قلوی دھاتوں کی صورت میں ہوتا ہے۔ بنسنی شعلے میں

---

[1] کیلسائیٹ $CaCO_3$ اسٹرانشیئنائیٹ $SrCO_3$، وِدرائیٹ $BaCO_3$ اینہائیڈرائیٹ $CaSO_4$ جپسم $CaSO_4,2H_2O$ سیلسٹائین $SrSO_4$ اور بھاری اسپار $BaSO_4$ کے علاوہ ہمشکل آمیزے یا مرکبات بیرائیٹوکیلسائیٹ $(BaCa)CO_3$ آلسٹنائیٹ $(BaCa)SO_4$ اور بیرائیٹوسیلسٹائین $(BaSrCa)SO_4$ کی شکل میں پائے جاتے ہیں۔

[2] الیکٹروشیمیشے ورکے بٹرفلڈ میں سوٹر اور ریڈش نے تیار کی ہے۔

[3] Matignon, compt. rend. (1913), 156, 1378

ان کے کلورائیڈز طیران پذیر ہیں اور رنگ پیدا کرتے ہیں۔ ان کے طیف خود دھاتوں کے طیفوں سے کسی قدر مختلف ہوتے ہیں۔ کیمیائی عاملیت میں کیلسیئم لیتھیم کے مماثل ہے۔ اور یہ عاملیت وزنِ جوہر کے ارتقا کے ساتھ کیلسیئم سے آغاز کر کے اسٹرانشیئم کی وساطت سے بیریم تک بڑھتی ہے۔

ان دھاتوں کے ہائیڈرآکسائیڈز، کاربونیٹس اور نائیٹریٹس، قلوی دھاتوں کے متناظر مرکبات کی بہ نسبت زیادہ آسانی سے تحلیل ہوتے ہیں۔ علاوہ ازیں کیلسیئم کی صورت میں کلورائیڈ کسی قدر آب پاشیدہ بھی ہو سکتا ہے۔ یہ تمام امور دوری نظام میں ان عناصر کے مقامات سے مطابقت رکھتے ہیں۔

آکسائیڈز اور سلفائیڈز

صنف MO کے آکسائیڈز تمام صورتوں میں عناصر کے بلاواسطہ اتحاد سے بن سکتے ہیں لیکن عام طور پر وہ ہائیڈرآکسائیڈز، کاربونیٹس یا نائیٹریٹس کو حرارت سے تحلیل کر کے تیار کیے جاتے ہیں۔ ان مرکبات کی تحلیل کیلسیئم سے بیریم تک مشکل ہوتی جاتی ہے۔ مثلاً اسٹرانشیم اور بیریم کے ہائیڈرآکسائیڈز سے پانی صرف اسی وقت خارج ہوتا ہے جب وہ ہوا کی رو میں خوب گرم کیے جاتے ہیں، لیکن کیلسیئم ہائیڈرآکسائیڈ ۱۰۰° ہی سے پانی کو کھونا شروع کر دیتا ہے۔ علاوہ ازیں کیلسیئم کاربونیٹ مدھم سرخ حرارت پر آکسائیڈ اور کاربن ڈائی آکسائیڈ میں تحلیل ہوتا ہے مگر بیریم کاربونیٹ کو تحلیل کرنے کے لیے سفید حرارت درکار ہے۔ بیریم آکسائیڈ کی تیاری کا بہترین طریقہ یہ ہے کہ نائیٹریٹ کو گرم کیا جائے یا کاربونیٹ کی کاربن سے تحویل کی جائے۔

گروہ اول الف اور دوم الف کے نائیٹریٹس پر حرارت کے اثر کے متعلق یہ معلوم کرنا دلچسپی کا موجب ہوگا کہ صرف قلوی نائیٹریٹس ہی بھوننے پر نائیٹرائیٹس میں تبدیل ہوتے ہیں[۱] اور گروہ دوم الف کے کم مثبت عناصر اس طرح آکسائیڈز

[۱] سلور نائیٹریٹ سے پہلے نائیٹرائیٹ بنتا ہے اور یہ پھر آسانی سے دھات میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

پیدا کرتے ہیں۔ عام طور پر گروہ اول الف کے علاوہ دوسرے نائیٹریٹس گرم کرنے پر دھات کے آکسائیڈ یا خود دھات ہی میں تبدیل ہوتے ہیں۔

کیلسیئم، اسٹرانشیئم اور بیریئم کے آکسائیڈز متمرد ٹھوس ہیں۔ بیریئم آکسائیڈ آکسی ہائیڈروجن شعلے میں پگھل جاتا ہے اور کیلسیئم آکسائیڈ برقی بھٹی میں گلایا جا سکتا ہے۔ چونے کو آکسی ہائیڈروجن پھکنی کے شعلے میں گرم کرنے سے جو تیز روشنی پیدا ہوتی ہے وہ آہکی روشنی کے نام سے مشہور ہے۔

یہ تمام آکسائیڈز پانی سے بہ آسانی ملتے (یا بجھتے) ہیں۔ اس طرح ہائیڈرا کسائیڈز $M(OH)_2$ بنتے ہیں۔ چونے کے بجھنے سے تپش ۱۵۰° تک پہنچ سکتی ہے لیکن بریطا تو اس طرح سے تاباں بھی ہو سکتا ہے۔

پانی کے لیے بیریئم آکسائیڈ کا بڑھا ہوا الف اور کیلسیئم کے متناظر مرکب سے بیریئم ہائیڈرا کسائیڈ کی زیادہ قیام پذیری، وزن جوہر کے ارتقا سے ان دھاتوں کے اساس زا خواص میں بیشی پر دلالت کرتی ہے۔ ہائیڈرا کسائیڈز کی حل پذیری بھی اسی طرح سے بڑھتی ہے۔ چنانچہ ۵۰° پر ۱۰۰ حصے پانی میں حسب ذیل مقداریں حل ہوتی ہیں :—

$Ba(OH)_2$	$Sr(OH)_2$	$Ca(OH)_2$
۲،۸۹	۰،۵۷	۰،۱۲۷

کیلسیئم ہائیڈرا کسائیڈ سرد پانی کی بہ نسبت گرم پانی میں کم حل پذیر ہے۔ لیکن اسٹرانشیئم ہائیڈرا کسائیڈ اور بالخصوص بیریئم ہائیڈرا کسائیڈ کی حل پذیری تپش کے اضافے پر سرعت سے بڑھتی ہے۔

یہ تینوں ہائیڈرا کسائیڈز اپنے اپنے محلول سے قلمی شکل میں حاصل ہو سکتے ہیں۔ $Sr(OH)_2$ اور $Ba(OH)_2$ کی قلمیں ہمشکل ہوتی ہیں۔ ان میں پانی کے ۸ سالمے موجود ہوتے ہیں۔

ان ہائیڈرا کسائیڈز کے محلول بہت قلوی ہوتے ہیں اور ان میں کاویانہ خواص بھی پائے جاتے ہیں۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ کو وہ بہ آسانی جذب کرتے ہیں۔

پر آکسائیڈز MO_2 - جب کیلسیئم، اسٹرانشیئم اور بیریم کے ہائیڈر آکسائیڈز کے محلول میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کا محلول ملایا جاتا ہے تو آبیدہ پر آکسائیڈز $MO_2.8H_2O$ کی قلمیں بن جاتی ہیں۔ نابیدہ بیریم پر آکسائیڈ، مانا آکسائیڈ کو آکسیجن یا ہوا میں گرم کرنے پر بنتا ہے۔ (برن[1] کے قاعدے میں مانا آکسائیڈ ہوا میں ۵۰۰° تک دو کرات ہوائیہ دباؤ کے ماتحت گرم کیا جاتا ہے) لیکن کیلسیئم اور اسٹرانشیئم کے آکسائیڈز اس قدر آسانی سے آکسیجن کے ساتھ نہیں مل سکتے۔

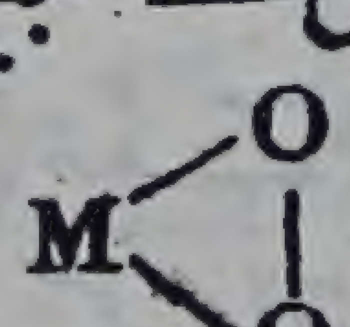
ان تمام پر آکسائیڈز کو گرم کرنے سے آکسیجن خارج ہوتی ہے:-

$$2MO_2 = 2MO + O_2$$

لیکن وہ کیلسیئم سے بیریم تک بالتدریج زیادہ قیام پذیر ہوتے جاتے ہیں۔ ہلکائے ترشوں کے عمل سے وہ دھاتوں کے نمک اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کا محلول پیدا کر دیتے ہیں۔ یعنی

$$MO_2 + H_2SO_4aq = MSO_4 + H_2O_2aq$$

اگر ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کی ترکیب H.O.O.H تسلیم کرلی جائے تو یہ مرکبات سُوپر آکسائیڈز متصور اور ضابطہ ذیل سے تعبیر ہونے چاہییں:-



سلفائیڈز گرم کردہ آکسائیڈز پر ہائیڈروجن سلفائیڈ کے عمل سے بنتے ہیں:-

$$MO + H_2S = MS + H_2O$$

[1] Brin

آسان تر قاعدہ یہ ہے کہ سلفیٹس کو کاربن[1] یا ہائیڈروجن کے ساتھ گرم کر کے تحویل کیا جائے۔ سلفائیڈز سفید یا زردی مائل سفید اور متفسفر ہیں۔ یعنی روشنی میں کھلے رہنے کے بعد تاریکی میں چمکتے ہیں۔ کیلسیئم سلفائیڈ کینٹن[2] کی فاسفورس کہلاتا ہے۔ اور بیریم سلفائیڈ جس سے نارنجی رنگ کی روشنی نکلتی ہے بونونوی[3] فاسفورس کے نام سے موسوم ہے۔ اسٹرانشیم سلفائیڈ سے جو روشنی نکلتی ہے وہ اس کے طریق حصول کے لحاظ سے مختلف رنگوں کی ہوتی ہے۔ یہ حوادث کسی اور سلفائیڈ مثلاً بسمتھ سلفائیڈ کے شائبوں کی وجہ سے جو تفسفر آفریں کہلاتا ہے ظہور میں آتے ہیں[4]۔ پانی میں یہ سلفائیڈز تقریباً ناحل پذیر ہیں لیکن پانی ان کو کم و بیش سرعت سے تحلیل کر دیتا ہے جس سے ہائیڈر اکسائیڈ اور ہائیڈر وسلفائیڈ پیدا ہوتا ہے :۔

$$2MS + 2H_2O = M(OH)_2 + M(SH)_2,$$

بیریم کی صورت میں ہائیڈر اکسی ہائیڈر وسلفائیڈ $M(OH)(SH),5H_2O$ بنتا ہے۔

لہٰذا ہائیڈر اکسائیڈز کے محلول پر ہائیڈروجن سلفائیڈ کے عمل سے سلفائیڈز کا رسوب حاصل نہیں ہوتا بلکہ ہائیڈر وسلفائیڈز تعامل ذیل کے مطابق پیدا ہوتے ہیں :۔

$$M(OH)_2 + 2H_2S \rightleftharpoons M(SH)_2 + 2H_2O,$$

دُودیا چونے پر ہائیڈروجن سلفائیڈ کے عمل سے جو محلول بنتا ہے، اُس سے کیلسیئم ہائیڈروسلفائیڈ ۶ سالماتِ آب کے ساتھ قلمی شکل میں تیار کیا جا سکتا ہے۔

[1] بیریم سلفائیڈ سے جو بھاری اسپار ($BaSO_4$) سے اس طرح تیار کیا جاتا ہے بیریم کے نمکوں کی صنعتی تیاری میں ابتدا کی جاتی ہے۔

[2] Canton

[3] Bononian

[4] Breteau, Compt. rend. (1915), 161, 732

اگر یہ مرکب ہائیڈروجن سلفائیڈ کی رَو میں گرم کیا جائے تو سلفائیڈ CaS بن جاتا ہے۔

پانی سے آب پاشیدہ ہونے میں قلوی ارضی سلفائیڈز قلوی سلفائیڈز کے مشابہ ہیں۔گو عملاً ناحل پذیر ہونے کے لحاظ سے وہ اُن سے مختلف ہیں۔

جیساکہ قلوی سلفائیڈز اور کئی اور نمکوں کی صورت میں بتایا گیا ہے اس آب پاشیدگی کا باعث یہ ہے کہ ان مرکبات میں ایک طاقتور اساس اور ایک کمزور ترشہ باہم متحد ہوتے ہیں۔

قلوی سلفائیڈز کی بحث میں ہم یہ دیکھ چکے ہیں کہ وہ اساسی ہیں، اور ترشئی سلفائیڈز، مثلاً آرسینک اور اینٹیمنی کے سلفائیڈز کے ساتھ مل کر تھایو نمک پیدا کر دیتے ہیں۔ بیریم سلفائیڈ بھی اسی طرح سے ترشئی سلفائیڈز کے ساتھ مل جاتا ہے۔ مگر کیلسیئم سلفائیڈ اس وصف سے عاری ہے۔

قلوی ارضی سلفائیڈز اور میگنیشیئم سلفائیڈ، ہائیڈروجن سلفائیڈ کا ایک سہل الحصول ماخذ ہے۔ لے بلاں کے قاعدے میں کیلسیئم سلفائیڈ ضمناً حاصل ہوتا ہے۔

پالی سلفائیڈز قلوی ہائیڈرو سلفائیڈز کی طرح، قلوی ارضی ہائیڈرو سلفائیڈز اور ہائیڈر آکسائیڈز کے گرم محلولوں پر بھی گندک کی وافر مقدار کے عمل سے صنف MS_5 کے پالی سلفائیڈز بنتے ہیں جن میں منفی روان $[S_5]^=$ موجود ہوتا ہے۔ یہ روان غالباً $[SS_4]$ ہے جیسے سلفیٹ روان کا مثیل سمجھنا چاہیے۔ زیادہ جوہری حجم والی دھاتیں بھی اسی قسم کے پالی سلفائیڈز پیدا کرتی ہیں اور یہ پالی سلفائیڈ نہ غالباً $Cs\,I_5$ یا $Cs^+[II_4]^-$ جیسے پالی ہیلائیڈز کے مانند ہیں ان مرکبات کو ترشے تحلیل کر دیتے ہیں جس سے H_2S خارج ہوتی اور گندک کا رسوب بنتا ہے۔

کلورائیڈز

کیلسیئم، اسٹرانشیئم اور بیریئم کے کلورائیڈز کا عام ضابطہ MCl_2 ہے۔ وہ نمکوں کی تیاری کے معمولی قاعدوں سے تیار کیے جا سکتے ہیں اور قلمی آبید پیدا کرتے ہیں۔ $CaCl_2$ پانی کے ۶، ۴، ۲ اور ۱ سالمے کے ساتھ $SrCl_2$ پانی کے ۶ اور ۲ سالموں کے ساتھ اور $BaCl_2$ پانی کے صرف ۲ سالموں کے ساتھ مل کر آبید پیدا کر سکتا ہے۔ قلوی دھاتوں کی طرح یہاں بھی نمکوں کی آبیدگی کی قابلیت جوہری عدد کے بڑھنے سے کیلسیئم سے بیریئم تک گھٹتی ہے۔ جب یہ قلمی آبید خوب گرم کیے جاتے ہیں تو اسٹرانشیئم اور بیریئم کلورائیڈ کی صورت میں نابیدہ نمک بن جاتے ہیں۔ کیلسیئم کلورائیڈ سے میگنیشیئم کلورائیڈ کے مانند کسی قدر ہائیڈرو کلورک ترشہ خارج ہوتا ہے۔ حاصل شدہ شے قلویانہ تعامل کرتی اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کو جذب کر سکتی ہے۔ تشریحی اغراض کے لیے گداختہ کیلسیئم کلورائیڈ استعمال کرنے میں اس بات کو فراموش نہ کرنا چاہیے۔ اس گروہ کے منظمات کے اعتبار سے کیلسیئم کلورائیڈ کے اس طریقِ عمل کی اہمیت کا ہم پہلے ذکر کر چکے ہیں۔

پانی میں کلورائیڈز[1] کی حل پذیری کیلسیئم سے بیریئم تک گھٹتی ہے اور صرف کیلسیئم کلورائیڈ پسیجتا ہے۔ ریڈیئم کلورائیڈ بھی بیریئم کلورائیڈ سے کم حل پذیر ہے۔

مطلق الکوہل میں نابیدہ کلورائیڈز کی حل پذیری کا مقابلہ بھی خالی از منفعت نہ ہوگا۔ کیلسیئم کلورائیڈ اس میں بہ آسانی حل ہوتا ہے۔ اسٹرانشیئم کلورائیڈ کم حل پذیر ہے اور بیریئم کلورائیڈ ایک کامل ترنمک کی مقتضیات کے مطابق ناحل پذیر ہے۔

کیلسیئم اور اسٹرانشیئم کے کلورائیڈز، ایمونیا کے ساتھ مل کر

[1] یہ ایک عجیب بات ہے کہ کیلسیئم فلورائیڈ ناحل پذیر ہے۔ دیکھو باب ۶

$CaCl_2,8NH_3$ اور $SrCl_2,8NH_3$ مرکبات پیدا کر دیتے ہیں۔ بیریم کلورائیڈ لگاہر مرکب $BaCl_2$ ، $4NH_3$ پیدا کرتا ہے۔

سب ہیلائیڈز CaF، $CaCl$، CaI بھی وجود پذیر ہیں۔

سلفیٹس

کیلسیئم، اسٹرانشیئم اور بیریم کے سلفیٹس سب ہمشکل ہیں

اور معین نما نظام کی قلمیں پیدا کرتے ہیں۔ پانی میں اُن کی ناحل پذیری کیلسیئم سے بیریم تک بالتدریج بڑھتی جاتی ہے۔ نابیدہ نمکوں کی ۱۸° پر حل پذیری فی سو مکعب سمر کے حساب سے گراموں میں حسبِ ذیل ہے:-

$CaSO_4$	$SrSO_4$	$BaSO_4$
۰٫۲۰۱۶	۰٫۱۱۴	۰٫۰۰۲۳

کیلسیئم سلفیٹ پانی میں تقریباً ۴۰° پر کسی اور تپش کی بہ نسبت زیادہ حل پذیر ہے۔ اور اسٹرانشیئم سلفیٹ سرد پانی کی بہ نسبت گرم پانی میں کم حل پذیر ہے، چنانچہ سرد محلول کو جوش دینے پر اس کا رسوب بن جاتا ہے۔ ترسیب شدہ بیریم سلفیٹ بے انتہا باریک سفوف پر مشتمل ہوتا ہے۔ لیکن گرم کرنے یا پانی کے اندر رہنے کے بعد نمایاں طور پر قلمی اور کم حل پذیر ہو جاتا ہے۔ ان تینوں میں سے صرف کیلسیئم سلفیٹ سالماتِ آب کے ساتھ قلمی شکل اختیار کرتا ہے۔ جبسم $CaSO_4,2H_2O$ ہے۔ ایک اور آبیدہ $2CaSO_4,H_2O$ بھی وجود پذیر ہے۔ پیرس کے پلستر کی صنعی تیاری اور جمنے کا فعل ذیل کے متعاکس تعامل پر موقوف ہے

$$2[CaSO_4,2H_2O] \rightleftharpoons 2CaSO_4,H_2O+3H_2O$$

ہائیڈروکلورک ترشے کے گرم مرتکز محلول میں کیلسیئم سلفیٹ حل پذیر ہے۔ لیکن سرد ہونے پر یہ اس محلول سے پھر ریشم نما سوئیوں کی شکل کی قلمیں بنا کر

جو $CaSO_4,2H_2O$ پر مشتمل ہوتی ہیں علیحدہ ہو جاتا ہے۔ اسٹرانشیئم اور بیریم کے سلفیٹس کے قلمی آبید دریافت نہیں ہوئے۔ مرتکز ہائیڈروکلورک ترشے میں اسٹرانشیئم سلفیٹ خفیف ساحل ہوتا ہے اور بیریم سلفیٹ تقریباً ناحل پذیر ہے۔

کیلسیئم سلفیٹ، پوٹاسیئم سلفیٹ کے ساتھ مل کر دوئیلا نمک $CaSO_4.K_2SO_4.H_2O$ بنا دیتا ہے، جس میں دو آبید کے ایک آبی سالمے کے بجائے K_2SO_4 کا ایک سالمہ موجود ہوتا ہے۔ اسٹرانشیم سافیٹ بھی کیلسیئم سلفیٹ کے ساتھ مل کر کسی قدر مشتبہ ترکیب کا مرکب پیدا کرتا ہے لیکن بیریم سافیٹ قلوی سلفیٹس کے ساتھ نہیں بنتا کیلسیئم سلفیٹ، ایمونیم سلفیٹ کے مرتکز محلول میں، ایک دوئیلا سلفیٹ بننے کی وجہ سے، حل ہو جاتا ہے، لیکن اسٹرانشیئم اور بیریم سلفیٹس اس میں ناحل پذیر ہیں۔ یہ عمل کیمیائی تشریح میں کیلسیئم کو اسٹرانشیئم اور بیریم سے جدا کرنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ تینوں سلفیٹس مرتکز سلفیورک ترشے میں حل ہو جاتے ہیں۔ اس طرح صنف $MH_2(SO_4)_2$ کے ترشئی سلفیٹس بن جاتے ہیں جنھیں پانی تحلیل کر دیتا ہے۔

قلوی ارضی سلفیٹس کے متعلق جو امور اوپر بیان کیے گئے ہیں اُن میں سے اکثر کیلسیئم سے بیریم تک خواص کے تدرّج کی توضیح کرتے ہیں، جو وزنِ جوہر کے ارتقا کے ساتھ برقی مثبتیت کی بیشی کے مطابق ہے۔

دُوسرے نمک

دوسرے نمکوں میں سے کاربونیٹس اور فاسفیٹس کا مختصراً ذکر کیا جا سکتا ہے۔

کیلسیئم کاربونیٹ ایراگونائیٹ کے طور پر، اسٹرانشیم کاربونیٹ اسٹرانشیانائیٹ کے طور پر اور بیریم کاربونیٹ وِدرائیٹ کے طور پر ایک دوسرے کے ہمشکل ہیں۔ خالص نمک پانی میں تقریباً ناحل پذیر ہیں، بالکل ناحل پذیر نہیں ہیں۔ خالص ترسیب شدہ کیلسیئم کاربونیٹ کا

پانی میں قلویانہ تعامل ہوتا ہے۔ قلیل سی مقدار جو حل پذیر ہے یوں آب پاشیدہ ہوتی ہے :-

$$2CaCO_3 + 2H_2O \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2$$

وہ تعاملات جن سے ایمونیم کاربونیٹ، کلورائیڈز کے محلولوں سے کاربونیٹس کا رسوب پیدا کرتا ہے متعاکس ہیں۔ مثلاً

$$CaCl_2 + (NH_4)_2CO_3 \rightleftharpoons CaCO_3 + 2NH_4Cl$$

لہٰذا اگر کاربونیٹ کا محلول بہ افراط استعمال کیا جائے تو ترسیب زیادہ مکمل ہوتی ہے۔ اس کے برخلاف اگر ایمونیم کلورائیڈ بہ افراط ملایا جائے تو وہ رسوب کو پھر حل کر دیتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ ایمونیم کاربونیٹ سے قلوی ارضی دھاتوں کی ترسیب غیر مکمل رہتی ہے۔ کیلسیئم کے مرکبات میں یہ اثر خصوصیت سے زیادہ نمایاں ہوتا ہے۔

اگر کیلسیئم، اسٹرانشیئم یا بیریم کاربونیٹ پانی میں معلق رکھ کر مائع میں سے کاربن ڈائی آکسائیڈ کی رَوگزاری جائے تو بائی کاربونیٹ کا محلول بن جاتا ہے۔ تبخیر کرنے پر یہ محلول کاربن ڈائی آکسائیڈ کے نقصان اور کاربونیٹ کی ترسیب کے ساتھ تحلیل ہوتا ہے۔ گو یہ کہا جاتا ہے کہ کیلسیئم اور بیریم کے ٹھوس بائی کاربونیٹس بھی وجود پذیر ہیں[1]۔ کاربانک ترشے میں کیلسیئم کاربونیٹ کا حل ہو جانا پانی کے عارضی بھاری پن کا باعث ہے۔ ان بائی کاربونیٹس کی اضافی قیام پذیری یا حل پذیری کے متعلق مستند معلومات حاصل نہیں ہوئیں۔ قلوی بائی کاربونیٹس کے مقابلے میں اُن کی قیام پذیری کے کم ہونے سے ظاہر ہے کہ کسی دھات میں بائی کاربونیٹ پیدا کرنے کی قابلیت برقی مثبت خواص پر مبنی ہے۔ اساسی کاربونیٹس کی پیدائش اس کے برعکس دلالت کرتی ہے۔ جیسا کہ میگنیشیئم اور جست کی صورت میں ہم دیکھ چکے ہیں۔

[1] E.H. Keiser and others J. Amer Chem. Soc. (1908), 30, 1711, 1714.

فاسفیٹس میں سے کیلسیئم کے نمک اہم ہیں کیلسیئم کلورائیڈ کے محلول میں معمولی سوڈیم فاسفیٹ کا محلول ملانے سے جس کا تعامل قلویانہ ہے، طبعی یا سہ اساسی فاسفیٹ $Ca_3(PO_4)_2$ کا رسوب پیدا ہوتا ہے :-

$$3CaCl_2 + 2Na_2HPO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 4NaCl + 2HCl$$

کچھ دیر کے بعد یہ مانو ہائیڈروجن کیلسیئم فاسفیٹ یا دو اساسی کیلسیئم فاسفیٹ $CaHPO_4$ میں بالتدریج تبدیل ہوجاتا ہے :-

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2HCl = 2CaHPO_4 + CaCl_2$$

اس نمک کو، جو سرد محلول سے پانی کے ۲ سالموں کے ساتھ قلمی شکل اختیار کرتا ہے، پانی $Ca_3(PO_4)_2$ اور آزاد فاسفارک ترشے میں آب پاشیدہ کردیتا ہے۔

خود طبعی کیلسیئم فاسفیٹ بھی دیر تک پانی کے زیرِ عمل رہنے سے ایک زیادہ اساسی ناحل پذیر حصے اور ایک زیادہ ترشئی حصے میں آب پاشیدہ ہوجاتا ہے۔ آخرالذکر حصہ حل ہوکر ترشئی محلول بنادیتا ہے۔ اس لحاظ سے کیلسیئم قلوی دھاتوں سے نمایاں اختلاف رکھتی ہے، کیونکہ طبعی سوڈیم فاسفیٹ پانی میں حل پذیر اور آب پاشیدہ ہوکر قلوی محلول بناتا ہے، جس کا باعث سوڈیم کے طاقتور اساس نما خواص ہیں۔

طبعی کیلسیئم فاسفیٹ ہڈی کی راکھ کا جزو اعظم ہے۔ یہ کمزور ترشوں مثلاً ایسیٹک ترشے میں حل پذیر ہے بلکہ ایک حد تک کاربانک ترشے میں بھی حل ہوتا ہے۔ کیلسیئم کاربونیٹ کی طرح یہ بعض ایمونیم نمکوں میں بھی حل پذیر ہے۔

ٹٹراہائیڈروجن کیلسیئم فاسفیٹ یا ایک اساسی کیلسیئم فاسفیٹ جس کا ضابطہ $CaH_4(PO_4)_2$ ہے، $Ca_3(PO_4)_2$ پر سلفیورک ترشے کے

عمل سے یوں پیدا ہوتا ہے:- $Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = CaH_4(PO_4)_2 + 2CaSO_4$

اس طرح جو آمیزہ حاصل ہوتا ہے وہ چُونے کا سُوپر فاسفیٹ ہے۔

اِن دھاتوں کے نائیٹریٹس اور کلورائیڈس حل پذیر نمک ہیں۔

کیلسیئم کے بہت سے نمک بالخصوص نامیاتی نمک مثلاً ایسیٹیٹ اور بیوٹریٹ، اس کے سلفیٹ کی مانند سرد پانی کی بہ نسبت گرم پانی میں کم حل پذیر ہیں۔ لہٰذا اگر ان کے محلولوں کو کرۂ ہوا کی تپش پر خود بخود تبخیر ہونے کا موقع دیا جائے تو وہ قلمی شکل میں حاصل ہوتے ہیں۔

جست، کیڈمیئم اور پارا

اِن دھاتوں کا گروہ کیلسیئم کی دھاتوں کے ساتھ وہی عام رشتہ ہے، جو تانبے، چاندی اور سونے کا گروہ پوٹاسیئم کی دھاتوں کے ساتھ ہے۔ جیسا کہ سلسلے میں ان کے مقامات سے ظاہر ہے ان دو ذیلی گروہوں کی باہمی مشابہت اتنی نمایاں نہیں جتنی وسطی گروہوں کی صورت میں ہے۔ تاہم گروہ اوّل کے مقابلے میں یہاں مشابہت زیادہ واضح ہے، کیونکہ گروہ کی حیثیت سے تمام ارکان میں دو کی گرفت قائم رہتی ہے۔ یہ پہلے بتایا جا چکا ہے کہ میگنیشیئم قلوی ارضی دھاتوں اور ذیلی گروہ دوم ب کی کم مثبت دھاتوں میں رابطے کا کام دیتا ہے۔ ان دھاتوں اور ذیلی گروہ ا کے ارکان میں ایک اور فرق یہ ہے کہ اول الذکر عناصر طیران پذیر دھاتی نامیاتی مشتقات پیدا کر سکتے ہیں۔ گروہِ اول ب کی طرح یہاں بھی وزنِ جوہر کے بڑھنے سے برقی مثبت خواص میں کمی واقع ہوتی ہے۔ تاہم ہائیڈرآکسائیڈز کے خواص کی بنا پر جست کیڈمیئم سے کم اساس زا ہے۔ پارے اور کیڈمیئم میں اُتنا قریبی تعلق نہیں پایا جاتا جتنا کیڈمیئم اور جست میں ہے، کیونکہ بیچ میں نادر ارضی دھاتیں حائل ہیں۔ لہٰذا سہولت اس میں ہے کہ پہلے جست اور کیڈمیئم کے کیمیائی خواص بیان کیے جائیں۔

طبیعی خواص ـــــ گروہ دوم ب کی دھاتوں کے طبیعی خواص میں

باقاعدہ تدرج پایا جاتا ہے۔ وزنِ جوہر کے بڑھنے سے کثافت بڑھتی ہے لیکن نقاطِ اماعت اور نقاطِ جوشش پست ہوتے ہیں جیساکہ جدول سے ظاہر ہے۔ بخاری حالت میں سب کے سالمات اِک جوہرے ہیں۔

	Zn	Cd	Hg
وزنِ جوہر	۶۵٫۳۷	۱۱۲٫۴۰	۲۰۰٫۶۱
کثافت	۷٫۱۹	۸٫۶۷	۱۳٫۵۹
نقطۂ اماعت[1]	۴۱۲°	۳۲۰°	-۳۹٫۴°
نقطۂ جوش	۹۲۰°	۷۷۸°	۳۶۰°

جست اور کیڈمیئم زنک بلنڈ[2] میں جو زیادہ تر ZnS پر مشتمل ہوتا ہے سلفائیڈز کے طور پر اکٹھے پائے جاتے ہیں۔

سلفائیڈز کو بھوننے سے جو آکسائیڈز بنتے ہیں، ان کو کاربن سے تحویل کرنے پر پہلے کیڈمیئم جو زیادہ طیران پذیر ہے جدا ہوتی ہے۔ تخلیص کے لیے یہ پھر کشید کی جاتی ہے۔

دونوں دھاتوں میں بہروپ[3] کی خاصیت موجود ہے۔ وہ ہوا میں جلنے پر مانا کسائیڈز بناتی ہیں۔ معمولی مرطوب ہوا میں آہستہ آہستہ تکسید ہوتی ہیں، لیکن گرم کرنے پر پانی کو اتنی آسانی سے تحلیل نہیں کرتیں جتنی آسانی سے میگنیشیئم تحلیل کرتا ہے۔ جست جب ایسے پانی میں ڈبویا جاتا ہے جس میں آکسیجن اور کاربانک ترشہ موجود ہو تو سیسے کی طرح وہ آہستہ آہستہ اساسی کاربونیٹ میں تبدیل ہوتا ہے۔ ترشے ان دھاتوں پر

[1] نقاطِ اماعت و جوش کی صحیح قیمت علی العموم پورے وثوق کے ساتھ نہیں بتائی جا سکتی۔ کیونکہ مختلف مشاہدین نے مختلف قیمتیں دریافت کی ہیں۔ کتاب میں زیادہ تر وہ قیمتیں درج کی گئی ہیں جو عام طور پر تسلیم کی جاتی ہیں۔

[2] Zincblende

[3] Cohen, Proc. K.Akad. wetensch, Amsterdam (1914), 17, 200.

بہ آسانی اثر کرتے ہیں۔ نائیٹرک ترشے کے سوا دوسرے ہلکائے ترشوں کے عمل سے ہائیڈروجن خارج ہوتی ہے۔ جست قلیوں میں حل ہو جاتا ہے اور ہائیڈروجن خارج ہوتی ہے۔ نائیٹرک ترشے اور قلیوں کے ساتھ سلوک کے لحاظ سے بیریلیئم، میگنیشیئم اور جست کا مقابلہ دلچسپی سے خالی نہیں۔ بیریلیئم پر نائیٹرک ترشے کا کچھ عمل نہیں ہوتا۔ میگنیشیئم پر اس ترشے کے عمل سے گیسیں خارج ہوتی ہیں جن میں ہائیڈروجن بھی شامل ہوتی ہے۔ جست کی صورت میں بھی گیسیں خارج ہوتی ہیں لیکن ان میں ہائیڈروجن شامل نہیں ہوتی۔ قلیوں میں بیریلیئم حل ہوتی اور ہائیڈروجن نکلتی ہے۔ میگنیشیئم پر قلیوں کا کچھ عمل نہیں ہوتا۔ جست قلیوں میں ہائیڈروجن کے اخراج کے ساتھ حل ہوتا ہے۔ اِن امور سے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ بیریلیئم سے میگنیشیئم تک اساس نما خواص میں جو اضافہ ہوتا ہے اُس کے بعد میگنیشیئم سے جست تک ان خواص میں انحطاط ہوتا ہے۔ یہ عجیب بات ہے کہ بیریلیئم (مع ایلومینیئم) اور جست جن کا قلیوں سے یکساں سلوک ہے، نائیٹرک ترشے کے ساتھ بالکل جداگانہ طرزِ عمل اختیار کرتے ہیں۔

مانآکسائیڈز ZnO اور CdO اساسی ہیں۔ ترشوں کے عمل سے دھاتوں کے نمک پیدا کرتے ہیں اور ہائیڈر آکسائیڈز $Zn(OH)_2$ اور $Cd(OH)_2$ کے تناظر ہیں۔ لیکن ہائیڈر آکسائیڈز، پانی اور آکسائیڈز کے اتحاد سے تیار نہیں کیے جا سکتے بلکہ اس غرض سے حل پذیر نمکوں میں قلوی ہائیڈر آکسائیڈز ملا کر ترسیب کی جاتی ہے۔ کاوی قلیوں میں حل پذیر ہونے کے اعتبار سے زنک ہائیڈر آکسائیڈ، کیڈمیئم ہائیڈر آکسائیڈ سے مختلف ہے، جیسے کہ جست انہیں محلولوں میں حل پذیر اور کیڈمیئم ناحل پذیر ہے۔ ہر صورت میں ناقیام پذیر زنکیٹس[1] $Zn(OM\cdot)(OH)$ پیدا ہوتے ہیں جو اپنے ہلکائے محلول کو جوش دیتے ہی پر تحلیل ہو جاتے ہیں۔ قلمی زنکیٹس K_2O, ZnO اور $Zn(ONa)(OH).3H_2O$ تیار کیے جا چکے ہیں۔ اس سے یہ نتیجہ نکالنا کہ کیڈمیئم، جست سے زیادہ اساس نما ہے، گو اس عام قاعدے کے خلاف

[1] زنک ہائیڈر آکسائیڈ کا کم از کم تھوڑا سا حصہ غالباً لسونتی حالت میں موجود ہوتا ہے۔

نہیں جس کی رُو سے وزنِ جوہر کے بڑھنے کے ساتھ ہی ساتھ دھاتی خواص میں اضافہ ہوتا ہے، لیکن یہ برقی قوہ کے سلسلے میں ان عناصر کے مقامات سے موافقت نہیں رکھتا۔ جست اور کیڈمیئم دونوں کے ہائیڈر آکسائیڈز، ایمونیا میں حل پذیر ہیں۔ ان ہائیڈر آکسائیڈز کے ترشئی خواص اس کے ذمہ دار نہیں بلکہ صنف $M(NH_3)n(OH)_2$ کے پیچیدہ "ایمینز" کی پیدائش اس کا باعث ہے۔

پر آکسائیڈز ZnO_2 اور CdO_2، ہائیڈر آکسائیڈز کو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے محلول سے تر کرنے پر بنتے ہیں۔ لہٰذا وہ سُوپر آکسائیڈز ہیں اور اُن کی ساخت ضابطہ $M \left< \begin{array}{c} O \\ | \\ O \end{array} \right.$ سے تعبیر ہوتی ہے۔ وہ آسانی سے تحلیل ہوتے اور آکسیجن خارج کرتے ہیں۔ قلوی ارضی دھاتوں کی بہ نسبت میگنیشیئم، جست اور کیڈمیئم کے سوپر آکسائیڈز کم قیام پذیر ہیں۔ اس لیے قیام پذیر سُوپر آکسائیڈز کا بننا کسی دھات کے برقی مثبت یا اساس زا خواص کے لیے محک قرار دیا جا سکتا ہے۔

کیڈمس آکسائیڈ اور اس کے مشتقات — گروہ

اول الف میں ہم یہ دیکھ چکے ہیں کہ تانبے اور سونے کی صورت میں نمکوں کے دو سلسلے بن سکتے ہیں۔ یعنی کیوپرس اور کیوپرک اور آرس اور آرک مرکبات۔ حالانکہ چاندی کے نمکوں کا غالباً ایک ہی سلسلہ وجود پذیر ہے۔ ان کے علاوہ پارا بھی جو زیرِ غور ذیلی گروہ کا آخری رُکن ہے دو معیّن سلسلوں کے نمک پیدا کر سکتا ہے۔ لہٰذا یہ سوال کہ آیا جست اور کیڈمیئم بھی مانو آکسائیڈز سے ادنیٰ تر آکسائیڈز اور مشتقات پیدا کر سکتے ہیں یا نہیں دلچسپی سے خالی نہ ہوگا۔ کیڈمیئم کی صورت میں اس قسم کے مرکبات بن سکتے ہیں لیکن جست کی صورت میں نہیں بنتے۔ جب کیڈمک کلورائیڈ کیڈمیئم کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے تو کیڈمس کلورائیڈ بنتا ہے۔ یہ پانی کے

عمل سے کیڈمس ہائیڈر آکسائیڈ $Cd_2(OH)_2$ کا سفید رسوب پیدا کردیتا ہے۔ اس ہائیڈر آکسائیڈ کو دھیمی آنچ پر گرم کرنے سے کیڈمس آکسائیڈ زرد سفوف کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔

جست اور کیڈمیئم کے سلفائیڈز پانی میں ناحل پذیر ہیں۔ اور آب پاشیدہ نہ ہونے کے لحاظ سے وہ قلوی ارضی سلفائیڈز سے مختلف ہیں۔ نمکوں کے تعدیلی محلولوں میں سے ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارنے پر ان کی ترسیب ہوتی ہے۔ زنک سلفائیڈ سفید اور کیڈمیئم سلفائیڈ زرد ہے۔ زنک سلفائیڈ ہلکائے معدنی ترشوں میں حل پذیر ہے لیکن ایسیٹک ترشے میں حل نہیں ہوتا۔ لہذا ہائیڈروجن سلفائیڈ سے اس کی ترسیب کو درجۂ تکمیل تک پہنچانے کے لیے ایمونیا یا ایمونیم ایسیٹیٹ بہ افراط ملانا چاہیے۔ کیڈمیئم سلفائیڈ کو زنک سلفائیڈ سے کم حل پذیر ہے، تاہم وہ ہلکائے ہائیڈروکلورک یا سلفیورک ترشے کی کثیر مقدار میں حل ہوجاتا ہے۔

ان دونوں میں سے کوئی سلفائیڈ ترشئی نہیں ہے۔ قلیوں میں زنک سلفائیڈ کا حل نہ ہونا اور زنک آکسائیڈ کا حل ہوجانا اس امر پر دلالت کرتا ہے کہ آکسیجن کے مقابلے میں گندھک برقی منفی یا ادھاتی خواص میں کمزور ہے۔

ہیلائیڈز ــــ جست اور کیڈمیئم کے ہیلائیڈز عناصر کے بلاواسطہ اتحاد نیز دھاتوں یا اُن کے آکسائیڈز یا کاربونیٹس پر لونجنی ترشوں کے محلولوں کے عمل سے تیار کیے جاسکتے ہیں۔ یہ تمام نمک ٹھوس ہیں اور معتدلاً پست تپشوں پر پگھلتے ہیں۔ بعض اوقات وہ بلاتحلیل جوش کھاسکتے ہیں اور اس صورت میں وہ صاف اور واضح قلموں کی شکل میں صعود کرتے ہیں۔ فلورائیڈز کے سوا وہ سب پانی میں بہت حل پذیر ہیں۔ (CaF_2 سے مقابلہ کرو)۔ علیٰ ہٰذا القیاس وہ الکوہل اور ایتھر میں بھی کم و بیش آسانی سے حل ہوتے ہیں۔ زنک کلورائیڈ جو سفید ہے پسیجتا ہے اور طاقتور نابندہ عامل کا کام دے سکتا ہے۔ وہ پانی کے ایک یا تین سالموں کے ساتھ قلمیں بناسکتا ہے۔ اس کے محلول کی تبخیر سے ہائیڈروکلورک ترشہ خارج ہوتا اور اساسی کلورائیڈ $Zn(OH)Cl$ اور

ہائیڈرآکسائیڈ کا آمیزہ بن جاتا ہے۔ ($MgCl_2$ سے مقابلہ کرو)۔ زنک آیوڈائیڈ ہوا میں کھلا رکھنے سے پسیجتا ہے اور آکسیجن کو جذب کرتا اور ایوڈین کو کھودیتا ہے۔ کیڈمیئم کے ہیلائیڈز میں، اس دھات کے بڑھتے ہوئے اساس زا خواص کی مقتضیات کے مطابق، یہ تغیر واقع نہیں ہوتا۔

یہ ہیلائیڈز، جیساکہ اُن کے دُوسرے خواص سے توقع ہوسکتی ہے، قلوی ہیلائیڈز کے ساتھ مل کر متعدد دو ٹیلے نمک پیدا کرتے ہیں۔ ایمونیا کے ساتھ بھی وہ مل جاتے ہیں جس سے $ZnCl_22NH_3$ ؎ اور $CdCl_22NH_3$ جیسے مرکبات بنتے ہیں۔ علیٰ ہٰذالقیاس ہائیڈرآکسل ایمین کے ساتھ مل کر وہ $ZnCl_2 \cdot 2NH_2OH$ اور $CdCl_2.2NH_2OH$ پیدا کرتے ہیں۔

کیڈمیئم کے ہیلائیڈز کی ایک خصوصیت جو اُن کے علاوہ پارے کے ہیلائیڈز اور دُوسرے مرکبات میں بھی پائی جاتی ہے یہ ہے کہ آبی محلول میں اُن کے برق پاشیدگانہ افتراق کا درجہ کم ہوتا ہے۔ پانی کی موجودگی میں ان ہیلائیڈز کی قیام پذیری کا غالباً ایک حد تک یہی باعث ہے۔ کیڈمیئم آیوڈائیڈ کی صورت میں مذکورۂ بالا خاصیت کی توضیح کے لئے، کیڈمیئم ہائیڈرآکسائیڈ کو پانی میں معلق رکھ کر اُس میں پوٹاسیم آیوڈائیڈ کا محلول ملانا چاہیئے۔ اس طرح حسبِ ذیل تعامل واقع ہوتا ہے:۔

$$Cd(OH)_2 + 2KI \rightleftharpoons CdI_2 + 2KOH$$

پھر کیڈمیئم آیوڈائیڈ از خود پیچیدہ ہیلائیڈ $Cd[CdI_3]$ پیدا کردیتا ہے جس میں کیڈمیئم کا کچھ حصہ KOH سے محفوظ رہتا ہے اور اسی وجہ سے محلول قلوی ہوجاتا ہے۔

کاربونیٹس ـــــ جب جست یا کیڈمیئم کے نمکوں کے محلول میں

؎ مثبت رجحان کے ساتھ ایمونیا غالباً اس طرح شامل ہوتا ہے:۔ $[Zn(NH_3)_2]Cl_2$ لیکن ان مرکبات اور اسی قسم کے دیگر مرکبات کی بحث کے لیے باب ۱۲ کا آخری حصہ دیکھا جائے۔

قلوی کاربونیٹس کا عمل ہوتا ہے تو متغیر ترکیب کے اساسی کاربونیٹس پیدا ہوتے ہیں۔ طبعی زِنک کاربونیٹ، کیلیمین (calamine) کی شکل میں وجود پذیر ہے۔ جستی نمکوں کے محلول میں پوٹاسیم ہائیڈروجن کاربونیٹ ملانے سے یعنی جب آب پاشیدگی کو روکنے کے لیے کاربانک تُرشہ بہ افراط استعمال کیا جائے، اس کا رسوب پیدا ہوتا ہے۔ لہذا زِنک کاربونیٹ خواص میں میگنیشیئم کاربونیٹ کے مشابہ ہے، گو جست کے کم اساس زا خواص کے اقتضا کے مطابق طبعی کاربونیٹ محلول سے اُس طرح نہیں حاصل ہوتا جیسے آبیدہ میگنیشیئم کاربونیٹ حاصل ہوتا ہے۔ کیڈمیئم کاربونیٹ، کیڈمیئم کلورائیڈ کے محلول میں امونیئم کاربونیٹ ملانے پر حاصل ہوتا ہے۔

سلفیٹس

میں سے جست کا سلفیٹ $ZnSO_4,7H_2O$ میگنیشیئم سلفیٹ کا ہمشکل ہے۔ اس کا آبی محلول میگنیشیئم سلفیٹ کے محلول سے اس بات میں مختلف ہے کہ آب پاشیدگی کے آغاز کی وجہ سے یہ تُرشگانہ تعامل کا اظہار کرتا ہے۔ اس کو گرم کرنے پر سلفر ڈائی آکسائیڈ اور آکسیجن کے نقصان سے ایک اساسی نمک حاصل ہوتا ہے۔ کیڈمیئم سلفیٹ شکل میں میگنیشیئم اور زِنک سلفیٹس سے جُداگانہ ہے۔ اس کی قلمیں $3CdSO_4,8H_2O$ یا $CdSO_4,H_2O$ پر مشتمل ہوتی ہیں ٭ اس کے سرد آبی محلول کا تعامل تعدیلی ہوتا ہے، لیکن جوشش دینے پر خفیف ترشئی ہو جاتا ہے۔ زِنک سلفیٹ قلوی سلفیٹس کے ساتھ مل کر $ZnSO_4,M_2SO_4,6H_2O$ [1] صنف کے دوہیلے نمک پیدا کرتا ہے۔ کیڈمیئم سلفیٹ بھی اسی قسم کے ہمشکل دوہیلے نمک پیدا کر سکتا ہے۔

زِنک سلفیٹ سے $ZnSO_4,2NH_3,H_2O$ جیسے امونیائی مرکبات بھی بن سکتے ہیں اور نابیدہ نمک امونیا کو جذب کر کے $ZnSO_4,5NH_3$ بنا دیتا ہے۔ کیڈمیئم سلفیٹ بھی اس طرح سے امونیا کے ساتھ مل کر مرکبات پیدا کرتا ہے۔

پارا

پارا بھی سونے اور تھیلیئم کی طرح مرکبات کے دو سلسلے پیدا کرتا ہے۔

٭ تاہم پست تپش پر $CdSO_4,7H_2O$ بھی وجود پذیر ہے۔

[1] جہاں $M = K, NH_4, Rb, Cs, Tl$

مرکیورس مرکبات آکسائیڈ Hg_2O اور مرکیورک مرکبات HgO کے

متناظر ہیں۔ اس بات میں یہ سوائے کیڈمیئم کے جس سے کیڈمس نمک بھی بن سکتے ہیں گروہِ دوم کے باقی ماندہ ارکان سے مختلف ہے۔ لیکن اس خصوصیت کی دوسرے گروہوں میں بہت مثالیں ملتی ہیں۔ اکثر دیگر عناصر کی صورت میں جو مرکبات کے ایک سے زائد سلسلے پیدا کرتے ہیں، مختلف سلسلوں کے وجود کا باعث عنصر کی عامل گرفت کا تغیر ہے۔ لیکن پارے کی غالباً یہ کیفیت نہیں ہے۔ مرکیورس کلورائیڈ جب معمولی حالت میں تبخیر کیا جاتا ہے تو پورے طور پر مرکیورک کلورائیڈ اور پارے میں مفترق ہو جاتا ہے۔ لیکن اگر نہایت احتیاط سے خشک کر لیا جائے تو پھر بقول بیکر[1] Hg_2Cl_2 کی سالمی ترکیب کے بخارات پیدا کرتا ہے، جن میں پارا دو گرفتا ہے۔ لہٰذا اغلب یہ ہے کہ مرکیورس اور مرکیورک مرکبات کا فرق ان دو صورتوں میں دھاتی اصلیے کی گرفت کے بجائے اس کی کمیّت کے اختلاف پر مبنی ہے۔ جیسا کہ آگے چل کر معلوم ہوگا مرکیورس مرکبات بعض امور میں کیوپرس مرکبات کے مشابہ ہیں۔

پارا مرکبات کے دو معین سلسلے پیدا کرنے کے علاوہ اس بات میں بھی جست اور کیڈمیئم سے مختلف ہے کہ حرارت سے اس کے آکسائیڈز بہ آسانی تحلیل ہو جاتے ہیں۔ اس اعتبار سے یہ آسمیئم، اریڈیئم، پلاٹینم اور سونے سے جو سلسلے میں اس کے پیشرو ہیں ملتا جلتا ہے۔ چنانچہ پارا قدرتی طور پر پایا جاتا ہے۔ اس کا بڑا قدرتی ماخذ شنگرف یا مرکیورک سلفائیڈ ہے جس کو محض ہوا میں گرم کرنے پر پارا حاصل ہوتا ہے۔

$$HgS \rightarrow HgO \rightarrow Hg$$

پارا بلاشبہ کیڈمیئم یا جست سے کم برقی مثبت ہے، جیسا کہ برقی قوہ کے

---

[1] Chem. Soc. Trans. (1900), 77, 646.

سلسلے میں ان عناصر کے اضافی مقامات سے ظاہر ہے۔ ان تین عناصر کے عام کیمیائی خواص کا مقابلہ کیا جائے تو یہ سب سے کم اساسی ذرا بھی معلوم ہوتا ہے۔ مثلاً پارا ہلکائے ہائیڈروکلورک یا سلفیورک ترشے سے ہائیڈروجن کو آزاد نہیں کرسکتا اس میں یہ تانبے کے مانند ہے۔ اور واقعہ یہ ہے کہ پارا تانبے سے بھی کم برقی مثبت ہے، کیونکہ تانبا پارے کو اس کے نمکوں کے محلول سے ہٹا کر خود اس کی جگہ لے سکتا ہے۔

مرکیورس مرکبات

آکسائیڈ Hg_2O مرکیورس نمکوں میں قلوی ہائیڈر آکسائیڈز کا محلول ملانے پر سیاہ رسوب کی شکل میں پیدا ہوتا ہے۔ اس کا متناظر ہائیڈر آکسائیڈ وجود پذیر نہیں اور اس بات میں پارا تانبے سے مختلف ہے۔ علاوہ ازیں ہوا میں کھلا رکھنے پر تمام تر مرکیورک آکسائیڈ میں تکسید ہونے کے بجائے مرکیورس آکسائیڈ، مرکیورک آکسائیڈ اور پارے میں بٹ جاتا ہے۔ مرکیورس سلفائیڈ اس سے زیادہ ناقیام پذیر ہے اور کبھی تیار نہیں کیا جاسکا مرکیورس نمکوں پر ہائیڈروجن سلفائیڈ کے عمل سے مرکیورک سلفائیڈ اور پارے کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے۔ مرکیورس آکسائیڈ ایک کمزور اساسی آکسائیڈ ہے جس میں اس کے باوجود ترشئی خواص نہیں پائے جاتے۔

ہیلائیڈز میں سے **مرکیورس کلورائیڈ** (Hg_2Cl_2) یا کیلومیل، جو طیران پذیر ہے، مرکیورک کلورائیڈ اور پارے کو باہم یا مرکیورک سلفیٹ اور پارے کے آمیزے کو سوڈیم کلورائیڈ کے ساتھ گرم کرکے بنایا جاتا ہے۔ یہ مربع نما تختیوں کی شکل میں تیار کیا جاسکتا ہے۔ پانی کی موجودگی میں یہ غالباً اپنی بے انتہا کم حل پذیری کی وجہ سے خاصا قیام پذیر ہے۔ تاہم جب اسے دیر تک پانی یا مرتکز ہائیڈروکلورک ترشے کے ساتھ جوش دیتے ہیں، تو اس کا کچھ حصہ مرکیورک کلورائیڈ بن کر حل ہو جاتا اور پارے کا رسوب

بنتا ہے ۔ گویا اس میں تحلیل کے اُسی انداز کا رجحان پایا جاتا ہے جو آکسائیڈ سے مختص ہے اور جس کی مزید توضیح گرم کرنے پر اس مرکب کے افتراق سے ہوتی ہے ۔

مرکیورس برومائیڈ Hg_2Br_2 **اور آیوڈائیڈ** Hg_2I_2 خواص میں کلورائیڈ سے ملتے جلتے ہیں ۔ دونوں قلمی شکل میں تیار کیے جا سکتے ہیں ۔ برومائیڈ سفید ہوتا ہے اور آیوڈائیڈ زرد ۔ مرکیورس نمک میں پوٹاسیم آیوڈائیڈ کا محلول ملانے سے جو سبزی مائل رسوب علی العموم بنتا ہے اُس میں باریک تقسیم شدہ پارہ[1] شامل ہوتا ہے ۔ مرکیورس فلورائیڈ دُوسرے ہیلائیڈز کے خلاف پانی میں حل پذیر اور بہ آسانی آب پاشیدہ ہوتا ہے ۔

مرکیورس سلفیٹ Hg_2SO_4، پارے کی افراط پر مرتکز سلفیورک ترشے کے عمل سے سفید قلمی سفوف کے طور پر حاصل ہوتا ہے ۔ پانی میں تقریباً ناحل پذیر ہے ۔ اور مرکیورس نائیٹریٹ کے محلول میں سلفیورک ترشہ ملانے سے اس کی ترسیب ہوتی ہے ۔ حرارت کے مقابلے میں یہ خاصا قیام پذیر ہے ۔ بلا تغیر پگھلتا ہے ۔ لیکن پانی اس کو آب پاشیدہ کر کے اساسی سلفیٹ میں تبدیل کر دیتا ہے ۔

مرکیورس نائیٹریٹ $Hg_2(NO_3)_2 , H_2O$ پارے پر سرد ہلکائے نائیٹرک ترشے کے عمل سے بنتا ہے ۔ پانی اس کو کسی قدر آب پاشیدہ کرتا ہے ۔

مرکیورس کاربونیٹ Hg_2CO_3، کا رسوب مرکیورس نمک کے

---

[1] یہ KI کی افراط کی موجودگی میں Hg_2I_2 کی تحلیل سے پیدا ہوتا ہے ۔ جیسا کہ اس مساوات سے ظاہر ہے :- $Hg_2I_2+2KI=K_2HgI_4+Hg$

اگر KI کا محلول ہلکایا ہو تو رسوب زرد اور محض Hg_2I_2 پر مشتمل ہوتا ہے ۔ اگر KI بہ افراط ملایا جائے تو رسوب میں صرف پارا باقی رہتا ہے ۔

محلول میں پوٹاسیم ہائیڈروجن کاربونیٹ ملانے سے زرد سفوف کی شکل میں پیدا ہوتا ہے۔ حسبِ توقع ذرا سا گرم کرنے پر یہ آسانی سے کاربن ڈائی آکسائیڈ کھو دیتا ہے اور مرکیورک آکسائیڈ اور پارے کا آمیزہ باقی بچتا ہے۔ مرکیورس کاربونیٹ اتنا ناقیام پذیر ہے کہ اگر طبعی کاربونیٹ کا محلول اس کی ترسیب کے لیے استعمال کیا جائے تو کرۂ ہوا کی تپش ہی پر تحلیل واقع ہوتی ہے۔ اس کا اگر جست اور کیڈمیئم کے کاربونیٹس سے مقابلہ کیا جائے تو پارے کے برقی مثبت خواص کے ادنیٰ ہونے کی ایک اور مثال دستیاب ہوتی ہے۔

مرکیورک مرکبات

مرکیورک آکسائیڈ HgO مرکیورک نمک کے محلول میں قلوی ہائیڈر آکسائیڈ بہ افراط ملانے سے زرد سفوف کے طور پر پیدا ہوتا ہے۔ پہلے غالباً ہائیڈر آکسائیڈ بنتا ہے، مگر وہ بے انتہا ناقیام پذیر ہے۔ آکسائیڈ کا رنگ زردی سے لے کر سرخی تک بدلتا رہتا ہے۔ اگر گرم محلول سے اس کا رسوب بنایا جائے تو نارنجی ہوتا ہے۔ اور اگر وہ نائٹریٹ یا پارے کو ہوا میں گرم کر کے تیار کیا جائے تو سرخ اور بیّن طور پر قلمی ہوتا ہے۔ رنگ کا فرق غالباً حالتِ تقسیم پر مبنی ہے۔ جتنا زیادہ باریک تقسیم شدہ ہو، کیمیائی عاملیت بھی اُتنی ہی زیادہ ہوتی ہے چنانچہ کلورین مانا آکسائیڈ اور ہائپو کلورس ترشے کی تیاری میں زرد مرکب کو سرخ پر ترجیح دی جاتی ہے۔ زرد شکل ۴۰۰° پر سرخ میں تبدیل ہوتی ہے۔ پانی میں یہ خفیف سا حل پذیر ہے۔ محلول قلویانہ تعامل کرتا ہے لیکن اس میں بہت کمزور ترشئی خواص بھی پائے جاتے ہیں۔ خوب گرم کرنے پر یہ سیاہ ہو کر پارے اور آکسیجن میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ غرض کہ کیمیائی خواص میں یہ سلور آکسائیڈ سے بہت ملتا جلتا ہے۔

مرکیورک سلفائیڈ HgS جو قدرتی طور پر شنگرف کی شکل میں پایا جاتا ہے، مرکیورک نمک کے محلول میں سے ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارنے پر

آخر کار سیاہ نقلمے رسوب کی شکل میں پیدا ہوتا ہے۔ شروع میں سلفائیڈ اور دوسرے نمک کے ناقیام پذیر مرکب بنتے ہیں۔ مرکیورک آکسائیڈ میں تو ترشئی خواص نہیں پائے جاتے مگر سلفائیڈ بہت کمزور ترشئی ہوتا ہے۔ اس کا ثبوت یہ ہے کہ قلوی سلفائیڈز یا پالی سلفائیڈز کے مرتکز محلولوں میں یہ حل پذیر ہے، گو متناظرہ ہائیڈرآکسائیڈز میں یہ حل نہیں ہوتا۔ مرکیورک سلفائیڈ کے اس طرح حل ہونے سے ناقیام پذیر تھایو نمک بنتے ہیں:-

$$HgS + K_2S \rightleftharpoons Hg(SK)_2$$

لیکن ہلکانے اور جوش دینے پر یہ تحلیل ہو جاتے ہیں۔ مرکیورک سلفائیڈ کی ایک سُرخ قلمی قسم جو قرمز کے نام سے موسوم ہے، سیاہ شکل سے زیادہ قیام پذیر اور کم حل پذیر ہے۔ جب سیاہ شکل پوٹاسیم سلفائیڈ کے محلول کے ساتھ تماس کی حالت میں رکھی جاتی ہے تو وہ کچھ تو اس باعث سے اور کچھ پوٹاسیم سلفائیڈ میں مرکیورک سلفائیڈ کی حل پذیری کی وجہ سے سُرخ شکل میں تبدیل ہو جاتی ہے۔ ہر شکل کو گرم کرنے اور بخارات کو سُرعت سے تکثیف کرنے پر اس قاعدے کے مطابق کہ ناقیام پذیر شکل پہلے بننی چاہیے، سیاہ رنگ کا مصعّد حاصل ہوتا ہے۔ لیکن کھرچنے کے حیلی عمل سے یہ سُرخ شکل میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ شنگرف جو مرکیورک سلفائیڈ کی قدرتی شکل ہے حسب توقع زیادہ قیام پذیر سُرخ قسم پر مشتمل ہوتا ہے۔

مرکیورک کلورائیڈ، $HgCl_2$ جو مرکیورک سلفیٹ اور سوڈیم کلورائیڈ کے آمیزے کی تصعید سے تیار کیا جاتا ہے سوزن نما قلمیں بناتا ہے۔ پانی میں حل پذیر اور بہت زہریلا ہے۔ اکّال مصعّد کے نام سے مشہور ہے۔ اس نمک کا آبی محلول محض خفیف سا ترشگانہ تعامل کرتا ہے اور آپ پاشیدگی کی علامات ظاہر نہیں کرتا۔ لہذا یہ مرکیورک آکسی نمکوں سے جنہیں پانی بہ آسانی آب پاشیدہ کرتا ہے مختلف ہے۔ تاہم مرکیورک کلورائیڈ کا سلوک قلوی اور

قلوی ارضی کلورائیڈز کے مانند نہیں ہے کیونکہ وہ الکوہل اور ایتھر میں حل پذیر ہے ۔ علاوہ ازیں اس کی برقی موصیلیت کی تخمین سے پتہ چلتا ہے کہ یہ محض خفیف روانیت اختیار کرتا ہے* اور پانی کی موجودگی میں اس کی قیام پذیری کی یہی وجہ ہے ۔ طاقتور سلفیورک ترشے کی موجودگی میں بھی یہ ادھاتی کلورائیڈز کی طرح قیام پذیر ہے ۔ اور پانی کی بہ نسبت طاقتور ہائیڈروکلورک ترشے میں زیادہ حل ہوتا ہے کیونکہ اس طرح مرکب $HHgCl_3$ بن جاتا ہے ۔ یہ قلوی کلورائیڈز کے ساتھ بھی آسانی سے حل کر $KCl,HgCl_2,H_2O$ اور $2KCl,HgCl_2,H_2O$ جیسے دوئیلے نمک پیدا کرتا ہے ۔ اگر مرکیورک کلورائیڈ میں پوٹاسیم کلورائیڈ کا محلول ملا کر ہلایا جائے تو تعامل ذیل کی وجہ سے محلول قلوی ہو جاتا ہے :-

$$HgO + H_2O + 2KCl \rightleftharpoons HgCl_2 + 2KOH$$

اور اس تعامل کا باعث مرکیورک کلورائیڈ کی خفیف روانیت یا ایک خود سازپیچیدہ auto - complex کی پیدائش ہے ۔ اس کے برعکس جب کلورائیڈ کے محلول میں قلوی ہائیڈر آکسائیڈ ملایا جاتا ہے تو اسی وجہ سے مرکیورک آکسائیڈ کی ترسیب کبھی مکمل نہیں ہوتی ۔

مختلف اساسی کلورائیڈز دریافت ہو چکے ہیں ۔

مرکیورک کلورائیڈ کا آبی محلول بہ آسانی مرکیورس کلورائیڈ میں تحویل ہو جاتا ہے ۔ مثلاً آکسیلک ترشے سے تعامل یوں ہوتا ہے :-

$$2HgCl_2 + H_2C_2O_4 = Hg_2Cl_2 + 2HCl + 2CO_2$$

جب اسٹینس کلورائیڈ جیسے زیادہ طاقتور محوّل استعمال کیے جاتے ہیں تو تحویل سے آخر کار دھاتی پارا حاصل ہوتا ہے ۔

مرکیورک برومائیڈ کے خواص کے متعلق کچھ زیادہ کہنے کی ضرورت

* اس کا باعث $Hg[HgCl_4]$ جیسے ایک خود سازپیچیدہ کی پیدائش ہو سکتی ہے ۔

نہیں ۔ یہ سفید اور پانی میں کم حل پذیر ہے ۔ کلورائیڈ سے کم روانیت اختیار کرتا ہے ۔ پیچیدہ نمک زیادہ آسانی سے بنا سکتا ہے ۔

مرکیورک آیوڈائیڈ کی دو قسمیں ہیں ۔ اور سلفائیڈ کی طرح آیوڈائیڈ بھی ایک ضد رُوپی شے ہے ۔ معمولی تپش پر سُرخ شکل زیادہ قیام پذیر ہے لیکن ۱۲۶° سے اُوپر زرد شکل کی قیام پذیری زیادہ ہوتی ہے ۔ پانی میں یہ نہایت خفیف ساحل ہوتا ہے ۔ اور مرکیورک نمک کے محلول میں پوٹاسیم آیوڈائیڈ ملانے سے اس کا رسوب بنتا ہے ۔ خواہ یہ ترسیب سے تیار کیا جائے خواہ تصعید سے، پہلے کم قیام پذیر زرد شکل پیدا ہوتی ہے لیکن بالتدریج زیادہ قیام پذیر سُرخ شکل میں تبدیل ہو جاتی ہے ۔ یہ نمک الکوہل میں آسانی سے حل ہوتا ہے ۔ پوٹاسیم آیوڈائیڈ کے ساتھ بھی یہ حل سکتا ہے، جس سے مرکب K_2HgI_4 جو لیموئی زرد رنگ کی قلموں پر مشتمل ہوتا ہے ۔ بن جاتا ہے ۔ اس مرکب میں قیام پذیر روان HgI_4 پایا جاتا ہے ۔ یہ مرکب نسلر[ھ] کے محلول میں پوٹاسیم ہائیڈر آکسائیڈ کے ساتھ موجود ہوتا ہے کیونکہ پوٹاسیم ہائیڈر آکسائیڈ اس کو تحلیل نہیں کر سکتا ۔

مرکیورک سائنائیڈ $Hg(CN)_2$ ، شیلے نے پروشیائی نیلے اور مرکیورک آکسائیڈ کو پانی کے ساتھ جوش دے کر تیار کیا تھا ۔ اس طرح فیرک آکسائیڈ کا رسوب بنتا اور مرکیورک سائنائیڈ محلول کی شکل اختیار کر لیتا ہے ۔ یہ اس تعامل کے مماثل ہے جس میں مرکیورک آکسائیڈ اور پوٹاسیم کلورائیڈ سے مرکیورک کلورائیڈ تیار کیا جاتا ہے ۔ اس کا باعث مرکیورک نمک کی خفیف روانیت ہے، جو پیدا ہوتے ہی تعامل میں حصہ لینا چھوڑ دیتا ہے ۔ فی الحقیقت سائنائیڈ کا محلول عملاً نا برق پاشیدہ ہے ۔ نہ تو

ھ Nessler

قلوی کاربونیٹ یا ہائیڈر آکسائیڈ کے محلول سے اس میں کوئی رسوب پیدا ہوتا ہے اور نہ ہی ہلکا یا سلفیورک تُرشہ ٹھوس سائنائیڈ کو تحلیل کرتا ہے۔ تاہم ہائیڈروجن سلفائیڈ اور لونجنی تُرشے اس نمک کو تحلیل کر دیتے ہیں۔ مرکیورک سائنائیڈ کا ہیلائیڈز سے بھی کم روانیت اختیار کرنا خود ہائیڈرو سائینک تُرشے کی کمزور تُرشئی نوعیت سے تعلق رکھتا ہے۔ گرم کرنے پر اس نمک سے پارا اور سائینوجن گیس حاصل ہوتی ہے یہ مختلف اساسی اور دوئیلے نمک بھی پیدا کرتا ہے۔

مرکیورک سلفیٹ اور نائیٹریٹ جو پارے پر مرتکز تُرشوں کے عمل سے حاصل ہوتے ہیں پانی سے بہت جلد آب پاشیدہ ہو جاتے ہیں۔ اس طرح سلفیٹ سے ایک زرد رنگ کا مرکب "تربدی معدنی" Hg_3SO_6 بن جاتا ہے:۔

$$3HgSO_4 + 2H_2O = HgSO_4 \cdot 2HgO + 2H_2SO_4$$

یہ بعض اوقات آرتھوسلفیٹ، یعنی $S(OH)_6$ کا مشتق تصور کیا جاتا ہے۔ نائیٹریٹ پانی کے ساتھ مل کر اساسی نمک $Hg(NO_3)_2,2H_2O$ اور آخرکار آکسائیڈ پیدا کر دیتا ہے۔ پارے کے صرف اساسی کاربونیٹس وجود پذیر ہیں لیکن وہ پانی سے پورے طور پر آب پاشیدہ نہیں ہوتے۔

ایمونیائی مرکیورک مرکبات

مرکیورک کلورائیڈ کے محلول میں ایمونیا ملانے سے سفید رسوب حاصل ہوتا ہے جو مرکیورک ہائیڈر آکسائیڈ نہیں ہوتا۔ بلکہ اس میں نائیٹروجن اور کلورین شامل ہوتی ہے اور اس کی ترکیب $HgClNH_2$ ہے۔ مرکیورس کلورائیڈ کی صورت میں سیاہ رنگ کا سفوف پیدا ہوتا ہے۔ لیکن اس کے متعلق یہ ثابت کیا جا سکتا ہے کہ یہ نائیٹروجن دار مرکیورک مرکب

اور دھاتی پارے کا آمیزہ ہے - اس قسم کے نائیٹروجن دار مرکیورس مرکبات غالباً وجود پذیر نہیں ہیں -

علاوہ ازیں جب ترسیب شدہ مرکیورک آکسائیڈ ہلکائے آبی ایمونیا میں معلق رکھا جاتا ہے تو ہلکے زرد رنگ کا ایک سفوف بنتا ہے جو ملن[له] کی اساس کے نام سے موسوم ہے - اس کی ترکیب $2HgO,NH_3$ ہے - اس مرکب سے ایک کلورائیڈ جس کی ترکیب $HgO,HgClNH_2$ ہے، اور اس کا متناظر آیوڈائیڈ $HgO,HgINH_2$ مشتق ہے - ایمونیا کے لیے نسلر کی تشخیص کے دوران میں یہی مرکب بنتا ہے -

مرکب $HgClNH_2$ "ناگداز پذیر رسوب" کہلاتا ہے - اور اگر اسے ایمونیم کلورائیڈ کے محلول کے ساتھ جوش دیا جائے تو سالمے میں NH_4Cl کا اضافہ ہوجاتا اور $HgCl_2,2NH_3$ بن جاتا ہے - یہ "گداز پذیر رسوب" کہلاتا ہے - نیز مرکیورک کلورائیڈ پر گیسی ایمونیا کے عمل سے یہ مرکب بن سکتا ہے - یہ ایک حقیقی ایمین ہے جس کا ضابطہ $[Hg(NH_3)_2]Cl_2$ قرار دیا جا سکتا ہے - مرکبات $HgCl_2,HgClNH_2$ اور $3HgCl_2,2NH_3$*، نیز نائیٹرائیڈ N_2Hg_3 بھی وجود پذیر ہے - یہ ۱۳۰° پر مرکیورک آکسائیڈ اور خشک ایمونیا کے تعامل سے ایک دھماکو مرکب کے طور پر حاصل ہوتا ہے - اس کو قلیاں ایمونیا کے اخراج کے ساتھ تحلیل کرتی ہیں -

بظاہر مرکیوری ایمونیم (mercuriammonium) مرکب کی ایک سے زیادہ اصناف ہیں - اور یہ اغلب نہیں معلوم ہوتا کہ یہ اشیاء، سابقہ مفروضات سے

له Millon

*Miss M. C. C. Holmes. Chem. *Soc. Trans*, (1918), 113, 74.

†Rammelsberg(*J. pr. Chem.*, 1888, (ii), 38 563). *Pesci* (*Gazzetta*, 1889. 19, 509 ; 1890, 20, 485). Gaudechon (*Ann. Chim. Phys.* 1911 [viii], 22,145). Hofmann and Marburg (*Zeit. Anorg. Chem.* 1899, 23, 126). Franklin (Amer. Chem. J., 1912, 47, 361).

کے مطابق ڈائی مرکیوری ایمونیم (dimercuriammonium) اصلیے (NHg_2) کے مشتقات کے طور پر تعبیر کی جا سکیں - ان کی حسبِ ذیل جماعت بندی کی گئی ہے[1] :-

(۱) مرکیورک نمکوں اور ایمونیا کے جمعی مرکبات، یعنی مرکیورک ایمینز - اس جماعت کی بہترین معلوم شدہ مثال "گداز پذیر رسوب" $HgCl_2,2NH_3$ ہے -

(۲) ایمون پاشیدہ مرکبات - یعنی مرکیورک نمکوں کے ایسے مشتقات جن میں ایمونیا کا ثُفل NH، NH_2 یا N موجود ہوتا ہے، اور جو (آب پاشیدگی کے مماثل) ایمون پاشیدگی سے پیدا ہوتے ہیں - مثلاً

$$HgX_2+HNH_2=HgXNH_2+HX$$

اور یہ تعاملِ ذیل کے مماثل ہے :-

$$HgX_2+HOH=HgXOH+HX$$

"ناگداز پذیر رسوب" $HgClNH_2$ اور نائیٹرائیڈ Hg_3N_2 اِس جماعت کی مثالیں ہیں -

(۳) مرکبات جو آب پاشیدہ بھی ہوں اور ایمون پاشیدہ بھی - مثلاً ملّن کی اساس $HO.Hg.O.Hg.NH_2$ اور اس کا متناظر کلورائیڈ $Cl.Hg.O.Hg.NH_2$ اور آیوڈائیڈ $I.Hg.O.Hg.NH_2$ - تاہم یہ مرکبات حسبِ ذیل متبادل ضابطوں سے بھی تعبیر ہو سکتے ہیں[2] :-

$HO.Hg.NH.Hg.OH$، $Cl.Hg.NH.Hg.OH$، $IHg.NH.Hg.OH$.

---

[1] Miss Holmes, loc. cit. [2] Franklin, loc. cit.

حسبِ ذیل متعاکس تعاملات سے مندرجۂ بالا مرکبات میں باہمی رشتہ قائم ہوتا ہے :-

$$ClHg.O.Hg\,NH_2 + NH_4Cl \rightleftharpoons 2ClHgNH_2 + H_2O$$

$$ClHgNH_2 + NH_4Cl \rightleftharpoons HgCl_2,2NH_3$$

گو وہ پانی کی موجودگی میں حاصل ہوتے ہیں، تاہم اُن کا رشتہ دوسرے عناصر کے متشابہ مرکبات کے ساتھ ہے جو صرف اُسی صورت میں پیدا ہوتے ہیں جب مائع ایمونیا بطور محلّل لیا جائے (دیکھو صفحہ ۳۵۰)

ساتواں باب

گروہِ سوم

ذیلی گروہ ا		ذیلی گروہ ب
	B ۵ (۱۰٫۹)	
	Al ۱۳ (۲۷٫۱)	
Sc ۲۱ (۴۵٫۱)		Ga ۳۱ (۷۰٫۱)
Yt ۳۹ (۸۹٫۳۳)		In ۴۹ (۱۱۴٫۸)
Le ۵۷ (۱۳۹٫۰)		Tl ۸۱ (۲۰۴٫۰)

اس گروہ کے صنت نما عناصر بورون اور ایلومینیئم ذیلی گروہ ا کی بہ نسبت ذیلی گروہ ب کے عناصر سے زیادہ قریبی تعلق رکھتے ہیں۔ لہذا ہم ذیلی گروہ ب کو ان دو عنصروں اور گیلیئم، انڈیئم اور تھیلیئم پر مشتمل سمجھینگے ذیلی گروہ ا میں جو زیادہ مثبت ہے عناصر اسکینڈیئم، اٹریئم اور لینتھینم شامل ہیں۔ یہ نادر ارضی دھاتوں کی جماعت کے اُس حصّے میں داخل ہیں جو زیادہ مشہور ہے اور جس کی خصوصیات زیادہ معروف ہیں۔ نادر ارضی دھاتوں کے حسب ذیل چودہ ارکان گروہ سوم ا کی لینتھینم اور ہفنیئم (hafnium) کے درمیان جو گروہ چہارم ب میں زرکونیم کا نیا دریافت شدہ مثیل ہے آتے ہیں:—

۵۸	سیریم	(Ce)	۱۴۰٫۲۵
۵۹	پرسیوڈیمیئم	(Pr)	۱۴۰٫۹
۶۰	نیوڈیمیئم	(Nd)	۱۴۴٫۳
۶۱	ایلینیئم	(Il)	—
۶۲	سیمیریئم	(Sm)	۱۵۰٫۴
۶۳	یوروپیئم	(Eu)	۱۵۲٫۰
۶۴	گیڈولینیئم	(Gd)	۱۵۷٫۳
۶۵	ٹربیئم	(Tb)	۱۵۹٫۲
۶۶	ڈسپروسیئم	(Dy)	۱۶۲٫۵
۶۷	ہولمیئم	(Ho)	۱۶۳٫۵
۶۸	اربیئم	(Er)	۱۶۷٫۷
۶۹	تھولیئم	(Tm)	۱۶۸٫۵
۷۰	اٹربیئم	(Yb)	۱۷۳٫۵
۷۱	لیوٹیسیئم	(Lu)	۱۷۵٫۰

یہ دھاتیں بے انتہا نایاب معدنیات میں سلیکیٹس مثلاً گیڈولینائیٹ[1] (YtCePrNdLa) اور سیرائیٹ[2] (CePrNdLa) کے طور پر پائی جاتی ہیں۔ نائی اوبیٹس[3]، ٹینٹیلیٹس[4]، فاسفیٹس فلورائیڈز اور یورینیٹس مثلاً سیمارسکائیٹ[5] کی شکل میں بھی جو UO_3، Nb_2O_5، Ta_2O_5 اور Ce، Pr، Nd، La اور Yt پر مشتمل ہوتا ہے یہ دستیاب ہوتی ہیں۔

اُن معدنیات کے کمیاب ہونے کی وجہ سے جن میں نادر ارضی دھاتیں موجود ہوتی ہیں، نیز اُن عناصر کے آکسائیڈز اور نمکوں کی قریبی مشابہت کے سبب سے، ان کو مکمل طور پر اس طرح جُداگانہ

---

[1] gadolinite [2] Cerite [3] niobates
[4] tantalates [5] samarskite

حاصل کرنا جس سے ان عناصر کی خصوصیات بخوبی متعین ہوسکیں نہایت مشکل ہے۔

اس غرض سے جو قاعدے استعمال کیے جاتے ہیں اُن میں سے ایک تکسیر ہے۔ مثلاً نائیٹریٹس کی تپش تحلیل کے اختلاف یا بذریعہ ایمونیا ہائیڈراکسائیڈز کی کسری ترسیب سے فائدہ اٹھایا جاتا ہے۔ اس صورت میں کم حل پذیر ارضی دھاتوں کے ہائیڈراکسائیڈز پہلے جُدا ہوتے ہیں۔ فارمیٹس اور آکسیلیٹس جیسے نمکوں کا کسری قلماؤ بھی اُن کو جدا کرنے کا ایک موثر ذریعہ ہے۔ یہ دریافت کرنے کے لیے کہ علٰحدگی کس حدتک عمل میں آئی ہے آکسائیڈز کے معادل دریافت کیے جاسکتے ہیں یا اُن کے شراری طیفون کا مطالعہ کیا جاسکتا ہے۔

سیریئم، لینتھینئم، پریسیوڈیمیئم، نیوڈیمیئم اور سیمیریئم اپنے اپنے گداختہ کلورائیڈز کی برق پاشیدگی سے اس حدتک خالص شکل میں تیار کی گئی ہیں ان کی کثافت اور نقاطِ اماعت کے لیے ذیل کی قیمتیں دریافت کرلی گئی ہیں[1] :—

	کثافت	نقطہ اماعت
Ce	۷٫۰۴	°۶۲۳
La	۶٫۱۵	°۸۱۰
Pr	۶٫۴۷	°۹۴۰
Nd	۶٫۹۶	°۸۴۰
Sm	۷٫۷۵	—

اپنے جوہری جموں کی بناء پر ان پانچ عنصروں کو بیریئم اور ٹینٹیلم کے درمیان منحنی کے اُتار پر جگہ ملتی ہے۔

دوری نظام میں ان عناصر کے مقامات کے متعلق یہ کہنا ضروری

[1] Muthmann and Weiss, Annalen (1904), 331. 1.

ہے کہ اسکینڈئیم، اٹریئم اور لینتھینم کو تو اپنے اوزانِ جوہر اور خواص کی بدولت جدول میں موزوں جگہ مل جاتی ہے، لیکن مندرجۂ بالا فہرست کے تمام عناصر کو جن کے مفروضہ اوزانِ جوہر ایک دوسرے کے بہت قریب ہیں، گروہِ سوم کے رُکن لینتھینم اور گروہ چہارم کے رُکن ہافنیئم کے درمیان ایک ہی جگہ داخل کرنا پڑتا ہے، اور اس کا ذکر پہلے بھی کیا گیا ہے۔ یہ ترتیب ایک حد تک گروہِ ہشتم میں عناصر کی ٹکڑیوں کی ترتیب کے مماثل ہے۔ ان کے متعلق اب یہ عام طور پر خیال کیا جاتا ہے کہ ان کے مقامات ۳۲ عناصر کے ایک طویل دورہ کے درمیان واقع ہیں۔

ذیلی گروہ سوم ب

بورون، ایلومینیم، گیلیئم، انڈیئم اور تھیلیئم

اس گروہ میں بورون اور ایلومینیئم کی حیثیت مجموعی طور پر گروہ دوم میں بیریلیئم اور میگنیشیئم کی حیثیت کے مانند ہے۔ بورون دوسرے سلسلے کا پہلا رُکن ہے جس میں ادھاتی خواص غالب ہیں۔ یہ پہلا عنصر ہے جو گیسی ہائیڈرائیڈ پیدا کرتا ہے۔ اس کے آکسائیڈ میں اساسی خواص شاذ ہی پائے جاتے ہیں۔ زیادہ قیام پذیر مرکبات میں وہ بالکل ترشئی آکسائیڈ کا سا طریقِ عمل اختیار کرتا ہے، اور خود بورون میں بھی ادھاتی خواص ہی موجود ہیں۔ ایلومینیئم جو سلسلے میں میگنیشیئم کے بعد اور سلیکان سے ماقبل آتی ہے دھاتوں کے طبیعی خواص کا اظہار کرتی ہے۔ اور بہ شدت برقی مثبت ہے۔ لیکن اس کے کمزور ترشئی ہائیڈر آکسائیڈ نیز کلورائیڈ سے ترشہ زا خواص کا بھی پتہ چلتا ہے۔ جیسا تغیر میگنیشیئم سے جست تک ہوتا ہے، ویسا ہی تغیر ایلومینیئم سے گیلیئم تک بھی ہوتا ہے۔ لہذا گیلیئم، ایلومینیئم سے زیادہ ترشہ زا متصور ہونی چاہیے (جیسا کہ جست میگنیشیئم سے زیادہ ترشہ زا ہے)۔ کیونکہ اس کا ہائیڈر اکسائیڈ امونیا اور کاوی قلیوں

میں حل پذیر ہے - اور ایلومینیم ہائیڈر اکسائیڈ، امونیا میں تقریباً ناحل پذیر ہے - نیز گیلیئم کی پھٹکری کو پانی ایلومینیم کی پھٹکری کے مقابلے میں زیادہ آسانی سے آب پاشیدہ کرتا ہے - انڈیئم اور تھیلیئم جوان سے بھاری دھاتیں ہیں اپنے پیشروؤں سے زیادہ اساس زا ہیں - چنانچہ آکسائیڈز اور ہیلائیڈز کے خواص کے مقابلے سے یہی نتیجہ نکلتا ہے - ایک سے زائد اصناف کے مرکبات پیدا کرنے کا رجحان جو گروہِ دوم میں کیڈمیئم سے شروع ہوکر پارے تک خوب ترقی پاتا ہے، گروہ سوم میں گیلیئم سے شروع ہوتا ہے جو ڈائی کلورائیڈ بھی پیدا کرتی ہے - انڈیئم اور تھیلیئم میں یہ رجحان زیادہ نمایاں ہوجاتا ہے، کیونکہ انڈیئم سے کلورائیڈز $InCl$، $InCl_2$ اور $InCl_3$ اور تھیلیئم سے کلورائیڈز $TlCl$ اور $TlCl_3$ بن سکتے ہیں۔

ان نمکوں اور ان کے دوسرے متعلقہ مرکبات کی خصوصیات سے ان ذیلی گروہ کے باضابطہ مطالعے کے دوران میں بحث کی جائیگی -

طبیعی خواص

گروہ سوم ب کے عناصر یا تو لوتھر مائر کے جوہری حجموں کے منحنی کے نقاط اقل پر اور یا اُن کے عین مابعد واقع ہیں - ان میں سے دھاتیں متورق اور بہ آسانی گداز پذیر ہیں - جدول ذیل میں جو طبیعی خواص درج کیے گئے ہیں اُن سے گروہ کے اندر خواص کا تغیر معلوم ہوتا ہے :-

	B	Al	Ga	In	Tl
وزنِ جوہر	۱۰٫۹	۲۷٫۱	۷۰٫۱	۱۱۴٫۸	۲۰۴٫۰
کثافت	۲٫۳۴	۲٫۶۷	۵٫۹	۷٫۴	۱۱٫۸
نقطۂ اماعت	°۲۲۰۰	°۶۶۰	°۳۰٫۱	°۱۵۵	°۲۹۰

مندرجۂ بالا اعداد سے معلوم ہوگا کہ گو ان عناصر کی کثافت ایلومینیئم سے تھیلیئم تک

بالتدریج بڑھتی ہے، لیکن نقاطِ اماعت کی صورت میں پہلے ایلومینیئم سے گیلیئم تک دفعتہً انحطاط اور پھر تھیلیئم تک تدریجی ارتقا ہوتا ہے۔ ایلومینیئم اور گیلیئم کے نقاطِ اماعت کا فرق، صنف نما عناصر سے ذیلی گروہ ب کے باقی ماندہ ارکان تک حالتِ مرور کو بہت اچھی طرح سے واضح کر دیتا ہے، لیکن کیمیائی خواص کے مطالعے میں یہ حالتِ مرور چنداں محسوس نہیں ہوتی۔ گیلیئم سے آگے بڑھنے پر نقطۂ اماعت میں جو بلندی نظر آتی ہے وہ گروہِ دوم ب کی کیفیت کے بالکل برعکس ہے اور گروہ دوم ب اس لحاظ سے استثنائی حیثیت رکھتا ہے، ورنہ بعد میں آنے والے ذیلی گروہوں میں وزنِ جوہر کے ارتقا کے ساتھ نقاطِ اماعت بلندی ہوتے ہیں۔ گیلیئم کا نقطۂ اماعت اس حد تک پست ہے کہ اس پر تعجب ہوتا ہے گو اپنے مقام کے لحاظ سے اس عنصر کا نقطۂ اماعت پست ہی ہونا چاہیے۔

بورون.

بورون غیر خالص حالت میں سسکوی آکسائیڈ، ٹرائی ہیلائیڈ، پوٹاسیئم بوری فلورائیڈ یا سہاگے کو پوٹاسیم، سوڈیئم یا میگنیشیئم سے تحویل کرنے پر، یا برق پاشیدگی سے حاصل ہوتی ہے۔

اس طرح بھورے رنگ کا نقلما سفوف حاصل ہوتا ہے۔ جو پہلے غلطی سے اس عنصر کی نقلمی شکل[1] تصور کیا جاتا تھا۔ اس میں ہمیشہ آکسیجن موجود ہوتی ہے اور بعضوں نے اسے "بورون سب آکسائیڈ" قرار دیا ہے۔ یہ غالباً بورون کے اندر سب آکسائیڈ کا ٹھوس محلول ہوتا ہے۔

خالص بورون[2] سسکوی آکسائیڈ کو میگنیشیئم سے تحویل کرنے پر حسب ذیل تعامل کے مطابق حاصل ہوتی ہے :-

[1] Ray, Chem. Soc, Trans. (1914), 105. 2162

[2] Weintraub, Trans. Amer. Electrochem. Soc. (1909), 16, 165

$$2B_2O_3+3Mg=Mg_3(BO_3)_2+2B$$

میگنیشیئم بوریٹ، ترشے سے دُور کیا جاتا ہے اور تخلیص شدہ "نقلی بورون" خلا میں ۱۲۰۰° سے ۱۷۰۰° تک گرم کی جاتی ہے۔ ان حالات میں میگنیشیئم بورائیڈ، "بورون سب آکسائیڈ" اور بورون نائیٹرائیڈ سب مفترق ہو جاتے ہیں اور خالص گداختہ بورون باقی رہتی ہے۔

خالص بورون تیار کرنے کا ایک طریقہ یہ بھی ہے کہ "سب آکسائیڈ" میں سوڈیئم یا میگنیشیئم بہ افراط ملا کر آمیزہ ہائیڈروجن کی فضا میں چمکدار سرخی کی حد تک گرم کیا جاتا ہے۔ یا بورون ٹرائی کلورائیڈ کے بخارات اور ہائیڈروجن کو برقی قوس کی تپش پر باہم تعامل کا موقع دیا جاتا ہے:۔

$$2BCl_3+3H_2\rightleftharpoons 2B+6HCl$$

خالص بورون ایک سیاہ ٹھوس ہے، جس میں بہروپ کی خاصیت نہیں پائی جاتی۔ ہوا میں گرم کرنے پر یہ چنداں تکسید نہیں ہوتی، لیکن مرتکز نائیٹرک ترشہ اس کی آہستہ آہستہ تکسید کرتا ہے۔ کیمیائی خواص میں بورون سے جو زیادہ عاملیت منسوب کی جاتی ہے، اُس کا اظہار غیر خالص نقلی بورون کرتی ہے، جس میں ۴ سے ۵ فی صدی تک آکسیجن شامل ہوتی ہے۔

ہائیڈرائیڈز

بورون دوسرے سلسلے کا پہلا عنصر ہے جو طیران پذیر ہائیڈرائیڈز پیدا کرتا ہے، اور یہ امر اس کی منفی خاصیت کے عین مطابق ہے۔ یہ مرکبات غیر خالص میگنیشیئم بورائیڈ سے تیار کیے جاتے ہیں، جو ۱ حصہ بورون سسکوی آکسائیڈ کو ۳ حصے میگنیشیئم کے سفوف کے ساتھ گرم کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔ اس شے پر ہائیڈروکلورک ترشے کے عمل سے گیسوں کا ایک آمیزہ پیدا ہوتا ہے۔ مائع ہوا کی تپش پر

اس آمیزے سے ایک ٹھوس شے حاصل ہوتی ہے جس سے ہائیڈرائیڈز B_4H_{10} اور B_6H_{12} جدا کیے جا سکتے ہیں۔

بوروبیوٹین B_4H_{10} ایک بے رنگ مائع ہے جو ۱۶° - ۱۸° پر جوش کھاتا اور ۱۱۲° - پر منجمد ہوتا ہے۔ پانی سے اس کا یوں تعامل ہوتا ہے:-

$$B_4H_{10}+12H_2O=4H_3BO_3+11H_2$$

قلوی ہائیڈرا کسائیڈ کے تعامل سے یہ ہائیپوبوریٹ پیدا کرتا ہے (جو دیکھا جائے)

بوروہیکسلین B_6H_{12} بھی ایک بے رنگ مائع ہے۔ تقریباً ۱۰۰° پر جوش کھاتا ہے۔ ہوا میں خود بخود جل اٹھتا ہے۔ پانی اور قلیوں کے ساتھ اس کا یوں تعامل ہوتا ہے:-

$$B_6H_{12}+18H_2O=6H_3BO_3+15H_2$$

$$B_6H_{12}+6NaOH+6H_2O=6NaBO_2+15H_2$$

بوروبیوٹین معمولی تپش پر رکھنے سے تحلیل ہوتی ہے، جس سے ہائیڈروجن اور بوروایتھین کا گیسی آمیزہ بن جاتا ہے۔

بوروایتھین ڈائی بورین B_2H_6 کا نقطۂ جوش ۸۷° - ہے۔

پانی کے ساتھ اس کا یوں تعامل ہوتا ہے:-

$$B_2H_6+6H_2O=2H_3BO_3+6H_2$$

قلیوں کے ساتھ مل کر یہ ہائیپوبوریٹ پیدا کرتی ہے (جو دیکھا جائے)۔

ڈیکابوروٹٹرا ڈیکا ہائیڈرائیڈ، $B_{10}H_{14}$ بوروبیوٹین یا بوروایتھین کو تادیر ۱۰۰° سے ۱۲۰° تک گرم کرنے پر حاصل ہوتی ہے۔ یہ ایک

ٹھوس شے ہے جو خلا میں ۶۰° سے ۸۰° کی تپش پر لمبی لمبی سوئیوں کی شکل میں صعود کرتی ہے۔ اس کے ساتھ ہی دو اور ٹھوس ہائیڈرائیڈز بنتے ہیں۔ ان میں سے ایک زرد ہوتا ہے اور غالباً $(B_5H_4)x$ ہے۔ دوسرا بے رنگ اور غالباً $B_{12}Hx$ ہے۔

بورون کے مجموعی طور پر غالباً دس ہائیڈرائیڈز وجود پذیر ہیں[1] پہلے تین ہائیڈرائیڈز کے لیے وہی طریق تسمیہ اختیار کیا گیا ہے جو ہائیڈروکاربنز کے لیے استعمال ہوتا ہے۔ ان مرکبات کے ضابطوں کی بنا پر کاربن کی طرح بورون بھی چوگرفتا ہی قرار پاتی ہے۔ اور فی الحقیقت یہ ایک عجب بات ہے کہ CH_3 کی طرح BH_3 بھی وجود پذیر نہیں[2]۔ دوسرے مرکبات سے بھی جن کا آگے چل کر ذکر آئیگا یہی ظاہر ہوتا ہے کہ گرفت کے اظہار میں بورون کاربن کے مشابہ ہے، اور یہ اُس قاعدے سے مستثنیٰ ہے جس کی رُو سے ہر دوری گروہ جس میں کوئی عنصر آتا ہو اُس عنصر کی اعظم گرفت کا اظہار کرتا ہے۔

بورون برقی بھٹی کی تپش پر کاربن اور سلیکان کے ساتھ مل کر کاربائیڈ B_6C اور سلیسائیڈز B_3Si اور B_6Si بنا دیتی ہے۔ یہ مرکبات قلمی اور سخت ہوتے ہیں اور اکثر کیمیائی متعاملوں کا ان پر کچھ اثر نہیں ہوتا۔ لہٰذا خواص کے اعتبار سے ان کا اُسی زُمرے میں شمار ہے جس میں ہیرا قلمی بورون اور قلمی سلیکان شامل ہیں۔

اسی طرح سے بہت بلند تپشوں پر دھاتی بورائیڈز بھی بنائے جا سکتے ہیں۔ وہ عام طور پر سخت ہوتے ہیں اور ان میں کیمیائی عاملیت نہیں پائی جاتی۔

کیلسیئم بورائیڈ جو برقی بھٹی کے ذریعے سے تیار کیا جاتا ہے سیاہ رنگ کا سخت قلمی سفوف ہوتا ہے۔ معمولی تپش پر پانی یا ہلکائے ہائیڈروکلورک ترشے کا اس پر کچھ عمل نہیں ہوتا۔ برقی بھٹی میں گلانے کے بعد اس کا پانی کے ساتھ تعامل

---

[1] Hock, Friederici, and Priess, Ber. (1913), 46, 3353.

[2] نوٹ ۲۳ صفحہ ۶۳۸

ہو سکتا ہے جس سے ہائیڈروجن اور ہائیڈروجن بورائیڈ خارج ہوتا ہے۔ لہٰذا اس میں اور کیلسیئم کاربائیڈ میں جس کی تیاری کا طریقہ بالکل اسی کے مماثل ہے نمایاں فرق ہے۔

بورون[1] ایلکلز صنف BR_3 سے تعلق رکھتے ہیں اور نامعلوم BH_3 کے متناظر ہیں۔ وہ اساسی نہیں ہیں لیکن ہوا اور پانی سے ایلکل بورک ترشوں یا اُن کے ایسٹرز میں تکسید ہو جاتے ہیں۔

ہیلائیڈز

بورون اور چاروں لونجنی عناصر کے مرکبات وجود پذیر ہیں۔ اُن کے طبیعی خواص ذیل میں درج کیے جاتے ہیں۔

BF_3 ، بے رنگ گیس۔ مائع کا نقطہ جوش ۱۰۱-°،
BCl_3 ، بے رنگ مائع۔ نقطۂ جوش ۱۲ء۵°،
BBr_3 ، گاڑھا بے رنگ مائع۔ نقطۂ جوش ۹۰ء۵°،
BI_3 ، سفید ورق نما قلمیں۔ نقطۂ اماعت ۴۳°، نقطہ جوش ۲۱۰°،

یہ مرکبات یا تو عناصر کے راست اتحاد سے تیار کیے جاتے ہیں اور یا اس غرض سے ٹرائی آکسائیڈ اور لکڑی کے کوئلے کا آمیزہ لونجن کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے۔

$$B_2O_3 + 3C + 3X_2 = 2BX_3 + 3CO$$

یہ دو قاعدے وہی ہیں جو دھاتی کلورائیڈز کی تیاری کے لیے عام طور پر استعمال کیے جاتے ہیں۔ ان کے علاوہ بورون یا اس کے آکسائیڈ پر خشک لونجنی ترشے کے عمل سے فلورائیڈ یا کلورائیڈ کی تیاری میں کام لیا جاتا ہے۔ اول الذکر عموماً ٹرائی آکسائیڈ پر کیلسیئم فلورائیڈ اور طاقتور سلفیورک ترشے کے عمل سے تیار کیا جاتا ہے:۔

$$B_2O_3 + 6H(F, Cl) = 2B(F, Cl)_3 + 3H_2O$$

[1] Boron alkyls

سلیکان ٹیٹرافلورائیڈ کی تیاری کے لیے بھی بالکل اسی قسم کا طریقہ استعمال کیا جاتا ہے۔ گو ٹیٹراکلورائیڈ کے لیے یہ کام نہیں دیتا۔ یہ طریقہ فی الحقیقت دھاتی کلورائیڈز کی تیاری کے لیے زیادہ تر مخصوص ہے کیونکہ یہ نمکوں کی تیاری کے مماثل ہے۔

موجودہ صورت میں اس طریقے کے قابلِ استعمال ہونے کا باعث فلورائیڈ اور کلورائیڈ کی طیران پذیری ہے۔ نیز ایک وجہ یہ ہے کہ مرکبات مذکور پانی کی موجودگی میں جو تعامل کے دوران میں پیدا ہوتا ہے نسبتاً زیادہ قیام پذیر ہیں۔ اور اس قیام پذیری کا باعث بورون کی کمزور دھاتی خاصیت ہے۔

بایں ہمہ کیمیائی اعتبار سے یہ عناصر ہیلنہائیڈرائیڈز کی طرح سلوک کرتے ہیں، یعنی اُن پر پانی کے عمل سے آکسی ترشہ اور ہیلجنی ترشہ بنتا ہے اور مرتکز سلفیورک ترشے سے وہ متاثر نہیں ہوتے۔

فلورائیڈ کی صورت میں آب پاشیدگی سے جو ہائیڈروفلورک ترشہ تعامل ذیل کے مطابق پیدا ہوتا ہے۔

$$BF_3 + 3\,H_2O = B(OH)_3 + 3HF$$

وہ ناتبدیل شدہ مرکب کی کچھ مقدار کے ساتھ مل کر ہائیڈروفلوبورک ترشہ HBF_4 بنادیتا ہے۔ لہذا مکمل تعامل یوں تعبیر کیا جا سکتا ہے۔

$$4BF_3 + 3H_2O = B(OH)_3 + 3HBF_4$$

اس ترشے کے متناظر نمکوں یعنی فلوبوریٹس یا بوری فلورائیڈز[1] کا ایک سلسلہ وجود پذیر ہے۔ وہ حرارت سے تحلیل ہوتے ہیں اور ٹرائی فلورائیڈ خارج ہوتا ہے۔

پانی کے ساتھ سلیکان ٹیٹرافلورائیڈ کا سلوک بھی اسی کے مماثل ہے۔ اس طرح کیمیائی خواص کے لحاظ سے بورون اور سلیکان میں ایک مشابہت پائی جاتی ہے۔ طبیعی خواص میں بھی بہت قریبی مشابہت ہے۔ ان عناصر کے فلورائیڈز جو ہائیڈروفلورک

---

[1] نوٹ ۴۴ صفحہ ۷۰۴

ترشے کے ساتھ متحد ہونے کو پانی سے تحلیل ہونے پر ترجیح دیتے ہیں، تو اس کا باعث بھی ان کی ادھاتی سیرت کی کمزوری اور وہ قیام پذیری ہے، جس کا اظہار اس وجہ سے ان عناصر کے فلورائیڈز پانی کی موجودگی میں کرنے لگتے ہیں۔ بورون ٹرائی فلورائیڈ امونیا کے ساتھ مل کر مرکبات $BF_3 \cdot NH_3$[1]، $BF_3 \cdot 2NH_3$ اور $BF_3 \cdot 3NH_3$ پیدا کرتا ہے۔

بورون ٹرائی کلورائیڈ پر پانی کے ابتدائی عمل کے متعلق یہ کہا جاتا ہے کہ ایک ٹھوس قلمی آبیدہ بن جاتا ہے۔ اور مساوات

$$BCl_3 + 3H_2O = B(OH)_3 + 3HCl$$

سے جو تحلیل تعبیر ہوتی ہے، اُس کے لیے پانی کی افراط درکار ہے۔

غرض کہ بورون ٹرائی کلورائیڈ پر پانی کا عمل اُس قدر جلد نہیں ہوتا جتنا PCl_3 جیسے صریحاً ادھاتی کلورائیڈز کی صورت میں ہوتا ہے۔ لہٰذا یہ کلورائیڈ پانی کے ساتھ سلوک کے لحاظ سے ایک حد تک ایلومینیئم کلورائیڈ کا ہمسر ہے۔ گو آخر الذکر ایلومینیئم کی زیادہ دھاتی سیرت کے اقتضا کے مطابق زیادہ نمک آسا ہے۔

جب B_2O_3 اور BCl_3 سربمہر نلی میں ۱۵۰° تک گرم کیے جاتے ہیں تو خیال کیا جاتا ہے کہ ایک ٹھوس آکسی کلورائیڈ BOCl پیدا ہوتا ہے۔

آکسائیڈز

بورون کے بظاہر چار آکسائیڈز ہیں۔ B_2O، B_2O_2، B_4O_5 اور B_2O_3 جن میں سے آخر الذکر زیادہ معروف ہے۔ بورون کے ان ادنیٰ تر آکسائیڈز سے صفحہ ۱۹۷ پر بحث کی گئی ہے۔

بورون ٹرائی آکسائیڈ B_2O_3، بورک ترشے کا نابیدہ ہے اور

[1] نوٹ ۲۵۔ صفحہ ۱۴۶

اُس کو سُرخی کی حد تک گرم کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔ نمگیر ہے۔ پانی کو جذب کر کے پھر بورک تُرشے میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ ناطیران پذیری میں سلیکا کے مانند ہے۔ اس وجہ سے جب یہ نائیٹرک اور سلفیورک تُرشے جیسے طاقتور تُرشوں کے نمکوں کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے تو ان سے وہ تُرشوں کے نابیدوں کو خارج کر سکتا ہے۔ اور کمزور تُرشئی آکسائیڈ کی حیثیت سے دھاتی آکسائیڈز کے ساتھ مل کر پیچیدہ نمک بناتا ہے جن میں تُرشئی آکسائیڈ کا تناسب زیادہ ہو سکتا ہے۔ اس لحاظ سے یہ سلیکا اور ٹنگسٹن، مالبڈینم اور وینیڈیئم کے تُرشئی آکسائیڈز کے مشابہ ہے۔ لیکن آسان گداز پذیری اور پانی کے ساتھ ملنے کی قابلیت میں یہ سلیکا سے مختلف ہے۔ اس کے نمک بھی اپنے مماثل سلیکیٹس سے زیادہ گداز پذیر ہیں چنانچہ وہ سہاگے کی گولیوں میں بنتے ہیں۔ بورون ٹرائی آکسائیڈ بعض سلیکیٹس (مثلاً ٹورمیلین) کی ترکیب میں بھی شامل ہوتا ہے۔ غالباً یہ ان میں وہی حصہ لیتا ہے جو اس کا مثیل الیومینیم ٹرائی آکسائیڈ لے سکتا ہے۔ ٹنگسٹک اینہائیڈرائیڈ اور بعض دھاتی آکسائیڈز کے ساتھ مل کر پیچیدہ بوری ٹنگسٹیٹس پیدا کرتا ہے۔

بورون ٹرائی آکسائیڈ کمزور تُرشئی آکسائیڈ ہونے کی وجہ سے نہایت کمزور اساسی خواص کا بھی اظہار کرتا ہے۔ مثلاً بورک تُرشہ سلفر ٹرائی آکسائیڈ کے ساتھ مل کر مرکب $B(HSO_4)_3$ پیدا کرتا ہے۔ اور فاسفورک اور ایسیٹک تُرشوں کے ساتھ مل کر یہ علی الترتیب BPO_4 اور $B(C_2H_3O_2)_3$ بنا دیتا ہے۔ یہ مرکبات ناقیام پذیر ہیں۔ پانی یا ہلکائے تُرشے ان کو بہ آسانی آب پاشیدہ کرتے ہیں۔ تاہم نام نہاد بورون فاسفیٹ BPO_4 پانی اور ہلکائے تُرشوں میں ناحل پذیر ہے لیکن قلوی ہائیڈراکسائیڈز میں حل ہو جاتا ہے جس سے قلوی بوریٹ اور فاسفیٹ بنتا ہے۔ ان تمام مرکبات کو مخلوط نابید تصور کرنا شاید زیادہ مناسب ہے۔

بورک تُرشہ

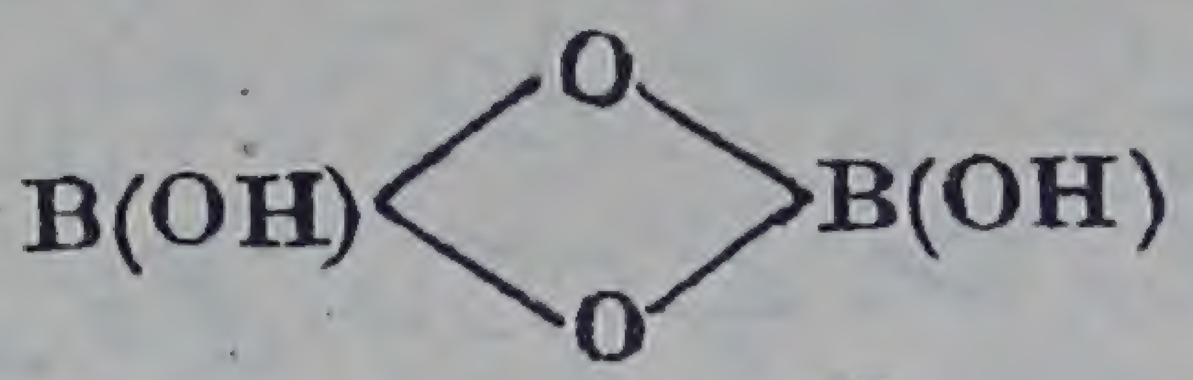
ٹرائی آکسائیڈ کی آبیدگی یا بوریٹس کے محلولوں کو تُرشانے سے

آرتھو بورک ترشہ $B(OH)_3$ پیدا ہوتا ہے۔ یہ ترشہ پانی سے مرواریدی تختیوں کی نسی قلموں کی شکل میں جُدا ہوتا ہے، بھاپ میں طیران پذیر ہے اور بنسنی شعلے میں سبز رنگ پیدا کرتا ہے۔ کاربانک ترشے کی طرح یہ بھی ایک بہت کمزور ترشہ ہے۔ نتمس کے محلول کو میگوں سُرخ بنا دیتا ہے۔ محلول میں اس کا سلوک یک اساسی ترشوں کا سا ہوتا ہے کیونکہ یہ طریق ذیل کے مطابق روانیت اختیار کرتا ہے:۔

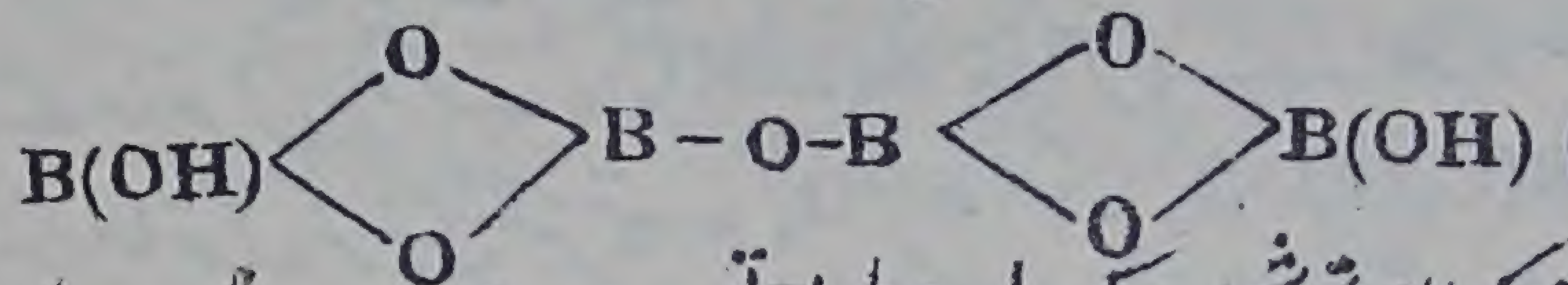
$$H_3BO_3 \rightleftharpoons H^{\cdot} + H_2BO_3'$$

نرم نرم آنچ پر گرم کرنے سے آرتھو بورک ترشے میں سے پانی خارج ہوتا ہے، جس سے پہلے میٹا بورک اور پھر پائیرو بورک ترشہ پیدا ہوتا ہے۔ آرتھو اور میٹا ترشے کی مروری تپش ۱۰۷° – ۱۰۸° اور میٹا اور پائیرو ترشے کی مروری تپش ۱۳۸° – ۱۴۰° ہے۔ لیکن محلول میں صرف آرتھو ترشہ ہی مستقلاً وجود پذیر ہوتا ہے۔ ان ترشوں کا باہمی تعلق غالباً حسبِ ذیل ضابطوں سے ظاہر ہوتا ہے:۔

آرتھو بورک ترشہ $B(OH)_3$



میٹا بورک ترشہ (پہلا نابید)



پائیرو بورک ترشہ (دوسرا نابید)

یہاں یہ بتانا ضروری ہے کہ اِن ترشوں کے لیے جو طریقِ تسمیہ مروج ہے وہ اُس اصول کے مطابق نہیں ہے جو دوسری جگہ مثلاً فاسفارک ترشوں میں استعمال کیا جاتا ہے۔ کیونکہ فاسفارک ترشوں کی صورت میں میٹا ترشے کی بہ نسبت پائیرو میں پانی کا تناسب زیادہ ہوتا ہے۔

میٹا بورک ترشے کا ضابطہ $O{=}B(OH)$ فرض کیا جاتا ہے۔ برف نمائی تجربوں کی شہادت سے اس ضابطے کی تائید ہوتی ہے۔ لہٰذا آئندہ میٹا بوریٹس کے لیے ضابطہ $M{\cdot}BO_2$ ہی استعمال کیا جائیگا۔

آرتھو بوریٹس بہت کم دریافت ہوئے ہیں۔ میگنیشیئم آرتھو بوریٹ

$Mg_3(BO_3)_2$ اور طیران پذیر ایلکل آرتھو بوریٹس مثلاً $B(OC_2H_5)_3$ وجود پذیر ہیں۔ الکوہل اور سلفیورک تُرشے سے بوریٹ کی مشہور و معروف تشخیص میں یہی مرکب پیدا ہوتا ہے۔ آرتھو کاربونیٹس میں سے بھی صرف ایلکل نمک ہی وجود پذیر ہیں اور یہ امر کاربانک اور بورک ترشوں میں ایک اور بنائے مشابہت پیدا کرتا ہے۔

بورک تُرشے کے سب سے زیادہ قیام پذیر نمک میٹا بوریٹس ہیں۔ قلوی میٹا بوریٹس کے سوا اور تمام میٹا بوریٹس پانی میں ناحل پذیر ہیں۔ اور دھاتی نمکوں کے محلول میں سہاگے کا محلول ملانے سے (گو سہاگا خود پائیرو بوریٹ ہے) ان کا رسوب بنتا ہے۔ بیریم میٹا بوریٹ کا رسوب حسبِ ذیل تعامل سے پیدا ہوتا ہے :۔

$$Na_2B_4O_7 + BaCl_2 + 3H_2O = Ba(BO_2)_2 + 2H_3BO_3 + 2\,NaCl$$

اور سہاگے کی گولی والا تعامل جس میں گداز پذیر کیوپرک میٹا بوریٹ بنتا ہے یوں ظاہر کیا جا سکتا ہے :۔

$$Na_2B_4O_7 + CuO = Cu(BO_2)_2 + 2NaBO_2$$

سُہاگا $Na_2 \cdot B_4O_7,(10H_2O)$ پائیرو بورک تُرشے کا مشہور ترین نمک ہے۔ اس نمک کا آبی محلول آب پاشیدگی کی وجہ سے قلویانہ تعامل کرتا ہے۔ مرتکز محلول میں غالباً تغیر ذیل واقع ہوتا ہے :۔

$$Na_2B_4O_7 + 3H_2O \rightleftharpoons 2NaBO_2 + 2H_3BO_3$$

اور یہی وجہ ہے کہ سُہاگے کے محلول سے میٹا بوریٹس کی ترسیب ہوتی ہے۔ ہلکانے سے آب پاشیدگی تعاملِ ذیل کے مطابق درجۂ تکمیل کے قریب پہنچ جاتی ہے۔

$$NaBO_2 + 2H_2O = NaOH + H_3BO_3$$

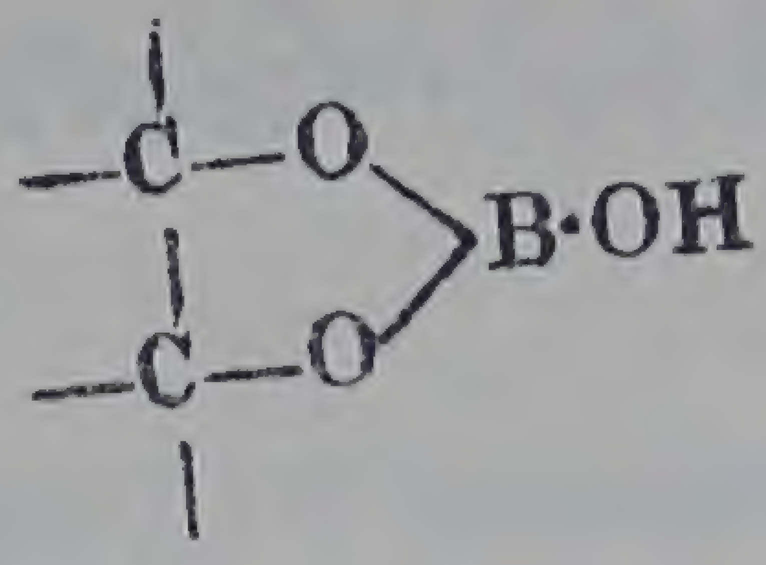
چنانچہ سلور نائیٹریٹ کے محلول میں سُہاگے کا مرتکز محلول ملانے سے

سلور میٹا بوریٹ کا سفید رسوب اور ہلکائے محلول سے بھورے رنگ کا سلور آکسائیڈ پیدا ہوتا ہے۔

چونکہ بورک ترشہ بھی کاربانک ترشے کی طرح میتھل آرینج کو متاثر نہیں کرتا، اس لیے یہ نمائندہ استعمال کرکے سہاگے کے ہلکائے محلول کا معدنی ترشے کے معیاری محلول سے معائرہ کیا جاسکتا ہے۔

متذکرہ بالا بوریٹس سے بھی پیچیدہ تر بوریٹس دریافت ہوئے ہیں۔ مثال کے طور پر لارڈریلائیٹ $(NH_4)_2B_8O_{13}.4H_2O$ (larderellite) کا نام پیش کیا جاسکتا ہے۔

بورک ترشہ نامیاتی آکسی ترشوں اور پالی ہائیڈرک الکوہلز کے ساتھ مل کر عجیب وغریب مرکبات پیدا کرتا ہے۔ اُن کے ساتھ وہ غالباً حلقہ نما مرکبات بناتا ہے، جن میں گروہ



موجود ہوتا ہے۔ اور ٹارٹیرک اور میلک ترشوں اور مینیٹال (mannitol) جیسے مرکبات کے ساتھ ملنے پر مناظری عاملیت میں جو بے انتہا اضافہ ہوتا ہے اُس کا باعث بھی غالباً یہی حلقہ نما امتزاج ہے۔

اس قسم کے امتزاج سے بورک ترشے کی ترشئی طاقت بڑھ جاتی ہے۔ اور اس وجہ سے اُس بورک ترشے کا جو سہاگے میں اس کے مشمولہ سوڈے کا معادل ترشہ ملانے سے آزاد ہوتا ہے، کافی گلیسرال ملانے کے بعد یک اساسی ترشے کے طور پر معائرہ کیا جاسکتا ہے، بشرطیکہ فینول تھیلین سے نمائندے کا کام لیا جائے۔

بورون ٹرائی سلفائیڈ B_2S_3 کاربن ڈائی سلفائیڈ کے

بخارات کو بورون ٹرائی آکسائیڈ اور کاربن کے گرم کردہ آمیزے پر گزارنے سے حاصل ہوتا ہے :۔

$$3CS_2+2B_2O_3+3C=2B_2S_3+6CO$$

یہ سفید قلمی شے ہے۔ ایلومینیئم سلفائیڈ کی طرح پانی سے آب پاشیدہ ہوتا ہے۔ ہائیڈروجن سلفائیڈ کے ساتھ مل کر یہ تھایو بورک ترشہ $H_2B_2S_4$ پیدا کرتا ہے۔ یہ ترشہ بھی پانی سے تحلیل ہو جاتا ہے۔

بورون کے ادنیٰ ترمرکبات

اگر ا حصہ بورک اینہائیڈرائیڈ میں $\frac{1}{2}$۲ حصے میگنیشیئم ملا کر گرم کیا جائے اور حاصل پانی میں ملا دیا جائے تو ہائیڈروجن خارج ہوتی ہے اور محلول میں ایک مرکب پیدا ہوتا ہے جس کا ضابطہ $H_6B_2O_2$* ہے۔ یہ مرکب جس کو ھیکسا ھائیڈرو ڈائی آکسی ڈائی بورون کہتے ہیں ترشہ معلوم ہوتا ہے جس کا متناظر پوٹاسیئم نمک $H_4B_2(OK_2)$ ہے۔ اس نمک کے محلول پر ہلکائے سلفیورک ترشے کا حسبِ ذیل عمل ہوتا ہے:۔

$$H_4B_2(OK)_2+H_2SO_4=K_2SO_4+B_2(OH)_2+2H_2,$$

اس عمل کے حاصل کو آیوڈین یوں تکسید کرتی ہے :۔

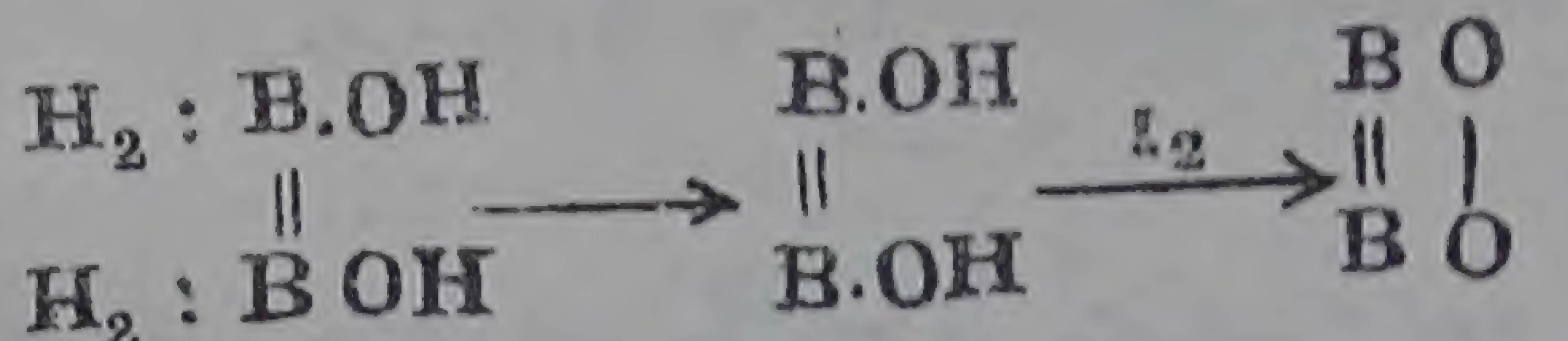
$$B_2(OH)_2+I_2=B_2O_2+2HI,$$

اس سے ظاہر ہے کہ آکسائیڈ B_2O پانی کے ساتھ ملا ہوا نیز آکسائیڈ B_2O_2 دونوں وجود پذیر ہیں۔

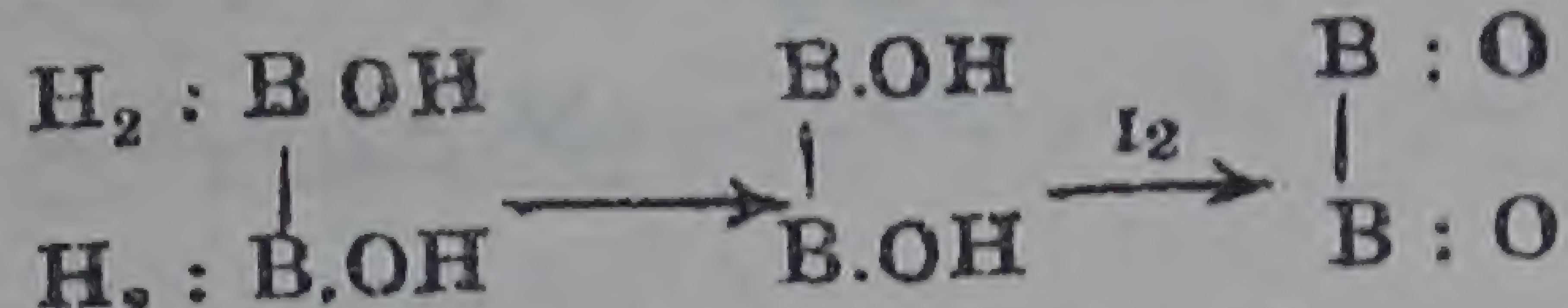
*R.C. Ray, Chem. Soc. Trans. (1922), 121, 1088.

متذکرۂ بالا تعاملات ترسیماً (ا) یا (ب) سے تعبیر کیے جا سکتے ہیں۔ گو رے تعبیر (ا) ہی کو مرجح سمجھتا ہے۔

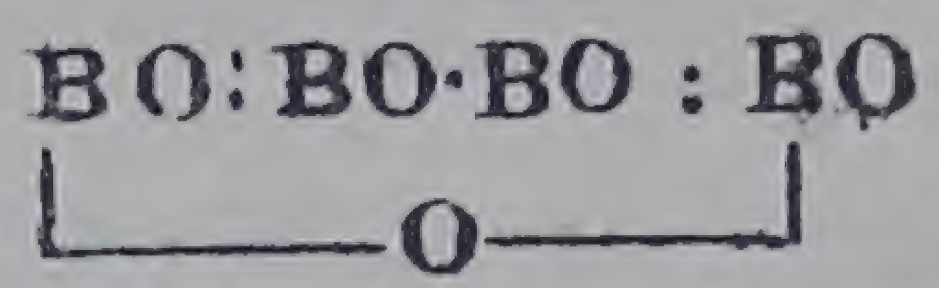
(ا)



(ب)



جب میگنیشیئم کے مقابلے میں بورک اینہائیڈرائیڈ کا تناسب بڑھایا جاتا ہے، تو ان اشیا کا تعامل ایک اور ہی راستہ اختیار کرتا ہے۔ مثلاً اگر ۳ء۵ حصے بورک اینہائیڈرائیڈ کو ۱ حصہ میگنیشیئم کے ساتھ گرم کرکے حاصل کا پانی سے استخراج کیا جائے تو آبی مستخرج میں مرکب MgB_4O_6 پایا جاتا ہے، جس کا متناظر پوٹاسیم نمک $K_2B_4O_6$ اور متناظر ترشہ $H_2B_4O_6$* ہے۔ آکسائیڈ B_4O_5 اور متناظر ترشے $H_2B_4O_6$ کے متعلق یہ خیال ہے کہ ان کی ساخت حسبِ ذیل ضابطوں سے تعبیر ہوتی ہے:—

BO (OH) : BO.BO : BO(OH) اور 

گویا بورون یہاں پنج گرفتہ ہے۔

ہائپوبوریٹس

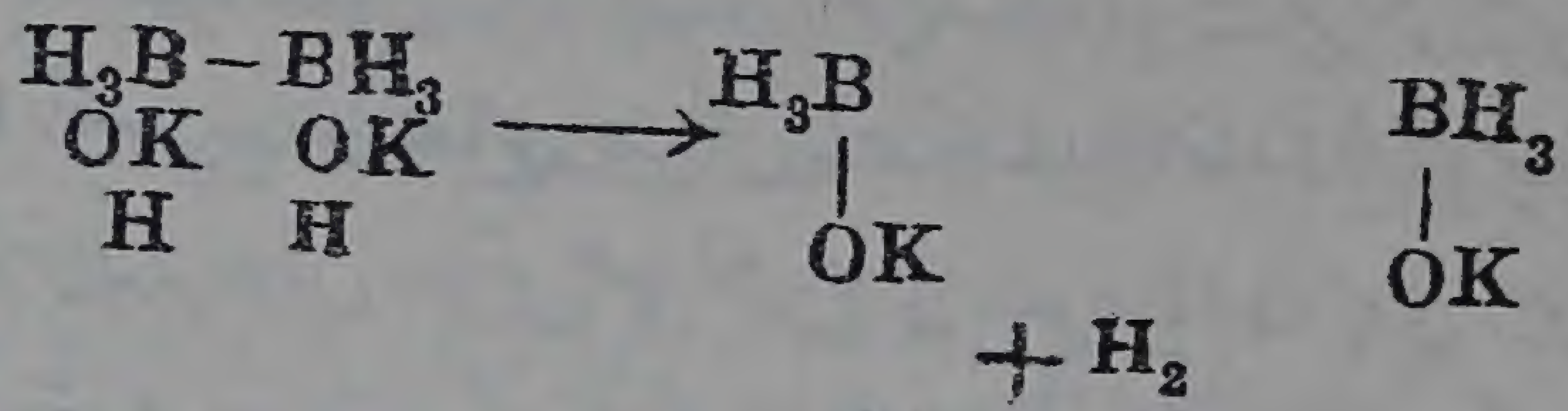
اوپر یہ بیان کیا گیا ہے کہ B_2H_6 یا B_4H_{10} کے قلی میں حل ہونے سے ہائپوبوریٹ بنتا ہے۔ اس صورت میں مندرجۂ ذیل تعاملات واقع ہوتے

*Ray, Chem. Soc. Trans. (1918), 113, 803.

ہیں[1] :—

$$B_2H_6 + 2KOH = 2KOBH_3 + H_2$$
$$B_4H_{10} + 4KOH = 4KOBH_3 + H_2$$

تعامل کو ۰° پر معرض وقوع میں لاکر اور حاصل کو خلا میں خشک کرکے یہ پوٹاسیئم نمک ہشت پہلو قلموں کی شکل میں تیار کیا جا سکتا ہے۔ یہ ایک طاقتور محوّل ہے۔ اس میں بورون چوگرفتا سمجھی جاتی ہے اور قلی کے ساتھ مذکورۂ بالا تعامل کا انداز یہ ہے :—



ایلومینیئم، گیلیئم اور انڈیئم

اِن دھاتوں کا گروہ ایسا ہے جس کے ارکان میں قریبی مشابہت پائی جاتی ہے۔ اور خواص کا تغیّر کلیۃً ادوارِ عناصر کی شرائط کے مطابق ہوتا ہے۔ یہاں اس امر کا اعادہ باعثِ دلچسپی ہوگا کہ انہیں شرائط کے اطلاق سے مینڈلیف نے اپنی ایکا ایلومینیئم کے خواص بیان کیے تھے جو بعد ازاں عُنصر گیلیئم میں پائے گئے۔ جس طرح جست میگنیشیئم سے کم برقی مثبت ہے، ویسے ہی گروہِ دوم کی مماثلت کی بنا پر گیلیئم کے ایلومینیئم سے کم برقی مثبت ہونے کی توقع ہو سکتی ہے۔ اور حقیقت میں واقعہ بھی یہی ہے۔

ایلومینیئم قدرتی طور پر آکسائیڈ کی شکل میں اور کئی عام سلیکیٹس میں بکثرت

۱؎ Stock and Kuss, Ber. (1914), 47, 810

پائی جاتی ہے گیلیئم اور انڈیئم بھی بہت بکھری ہوئی ہیں۔ لیکن وہ قلیل مقدار میں پائی جاتی ہیں۔ اُن کا بڑا ماخذ زنک بلینڈز (Zinc blendes) ہیں۔

ایلومینیئم آکسائیڈ صرف برق پاشیدگی سے، یا برقی بھٹی کی تپش پر اور یا سوڈیئم کے استعمال سے تحویل ہوسکتا ہے۔ لیکن گیلیئم اور انڈیئم کے آکسائیڈز ہائیڈروجن کی رَو میں گرم کرنے پر بہ آسانی تحویل ہوجاتے ہیں۔ ایلومینیئم بلند تپش پر بھی ناطیران پذیر ہے۔ اس کے نمک غیر منوّر گیسی شعلے میں کوئی رنگ پیدا نہیں کرتے۔ گو برقی قوس یا شرارہ استعمال کرنے سے ایک مخصوص طیف نظر آتا ہے گیلیئم کے مرکبات غیر منوّر گیسی شعلے میں خفیف سا رنگ پیدا کرتے ہیں۔ اس کے شراری طیف میں دو بنفشئی خط پائے جاتے ہیں۔ انڈیئم اور اس کے مرکبات غیر منوّر گیسی شعلے میں اپنا مخصوص گہرا نیلا رنگ پیدا کرتے ہیں اور اس سے ایک اچھا خاصا واضح طیف دکھائی دیتا ہے۔ آخرالذکر دونوں دھاتیں طیفی تشریح ہی سے دریافت ہوئی تھیں۔

ان میں سے کسی دھات پر بھی معمولی حالت میں پانی کا آسانی سے عمل نہیں ہوتا۔ لیکن ایلومینیئم جب ملغم کی شکل میں پانی کے ساتھ یا مرطوب ہوا میں رکھی جاتی ہے تو آہستہ آہستہ ہائیڈر اکسائیڈ میں تبدیل ہوجاتی ہے، کیونکہ اس صورت میں سطحی تکسید سے یہ محفوظ نہیں رہ سکتی۔ ہلکائے ہائیڈروکلورک اور سلفیورک ترشے میں یہ تینوں دھاتیں حل ہوجاتی ہیں۔ انڈیئم پر نائیٹرک ترشہ جلد اثر کرتا ہے۔ ہلکائے نائیٹرک ترشے میں ایلومینیئم اور گیلیئم آہستہ آہستہ حل ہوتی ہیں۔ نائیٹرک آکسائیڈ خارج ہوتا ہے۔ مگر مرتکز نائیٹرک ترشے کا ایلومینیئم پر تقریباً کچھ عمل نہیں ہوتا۔ ایلومینیئم اور گیلیئم تُرشہ زا ہونے کی وجہ سے قلوی ہائیڈر اکسائیڈز کے محلولوں میں بہ آسانی حل ہوکر ایلومینیٹس اور گیلیٹس پیدا کردیتی ہیں۔ ایلومینیئم جست کی بہ نسبت جو گروہ دوم میں مماثل مقام پر واقع ہے، زیادہ ترشہ زا ہونے کی وجہ سے اس دھات کو قلوی محلولوں سے آزاد کرسکتی ہے۔

ہیلائیڈز

اس گروہ کے صنف نما ہیلائیڈز $M^{\cdots}X_3$ تینوں دھاتوں کی صورت میں وجود پذیر

ہیں۔ ان کے علاوہ گیلیئم ایک ڈائی کلورائیڈ $GaCl_2$ بھی، اور انڈیئم $InCl_2$ اور $InCl$ ضابطوں کے کلورائیڈز بھی پیدا کرتی ہے۔ لہٰذا گروہ کے صنف نما مرکبات سے ادنیٰ اثر گرفت کے مرکبات پیدا کرنے کا رُجحان جو ہم گروہ دوم ب میں دیکھ چکے ہیں یہاں بھی نظر آتا ہے۔ تینوں ٹرائی ہیلائیڈز ٹھوس ہیں مگر طیران پذیر بھی ہیں۔

ایلومینیئم فلورائیڈ، AlF_3، اِس دھات کے دوسرے ہیلائیڈز سے کم طیران پذیر ہے اور پانی میں کمتر ہی حل ہوتا ہے۔ اس سے فلورائیڈز کے استثنائی خواص کی ایک اور مثال دستیاب ہوتی ہے۔ (دیکھو AgF، CaF_2 HgF_2)۔ آبی ہائیڈروفلورک ترشے میں حل ہوکر یہ ہائیڈروفلوایلومنک ترشہ (H_3AlF_6)[1] پیدا کر دیتا ہے جس کا سوڈیئم نمک کرائیولائیٹ کی شکل میں پایا جاتا ہے۔

تینوں ٹرائی کلورائیڈز میں وہ خواص پائے جاتے ہیں جو دھتونتی سیرت کے عناصر کے ہیلائیڈز کے لیے مختص ہیں۔ مثلاً وہ سب طیران پذیر ہیں۔ اُن کے نقاطِ جوش یا نقاطِ تصعید کی تقریبی قیمت حسبِ ذیل ہے:-

$InCl_3$	$GaCl_3$	$AlCl_3$
°۵۰۰	°۲۲۰	°۱۸۳

ایلومینیئم کلورائیڈ کی بُخاری کثافت °۴۰۰ - °۸۰۰ کے درمیان ضابطہ Al_2Cl_6 کے مطابق ہوتی ہے۔ بلند تر تپش پر یہ مفترق ہوتا ہے اور °۸۰۰ پر بخاری کثافت ضابطہ $AlCl_3$ کے مطابق ہوتی ہے۔ یہ مرکب الکوہل اور ایتھر میں بہ آسانی حل پذیر ہے۔[2] ایمونیا اور دھاتی ہیلائیڈز کے ساتھ مل کر یہ دوہیلے مرکبات پیدا کرتا ہے مثلاً $NaCl.AlCl_3$ جو طیران پذیر ہے۔ یہ بعض ترشئی کلورائیڈز مثلاً فاسفورس پینٹا کلورائیڈ اور آکسی کلورائیڈ

---

[1] نوٹ ۲۶ - صفحہ ۱۸۱

[2] نوٹ ۲۷ - صفحہ ۱۸۱

اور نامیاتی ترشوں کے کلورائیڈز کے ساتھ بھی مل جاتا ہے۔ فریڈل[1] اور کریفٹس[2] کے قاعدے سے کیٹونز کی تالیف کے لیے ایلومینیم کلورائیڈ کے استعمال کی توجیہ اسی خاصیت سے ہوتی ہے۔ اس قاعدے میں ترشئی کلورائیڈ پہلے ایلومینیم کلورائیڈ کے ساتھ یوں ملتا ہے:۔

$$C_6H_5.CO.Cl. + AlCl_3 = C_6H_5.CO.Cl.AlCl_3,$$

اس طرح حاصل شدہ شے پھر بنزین کے ساتھ مل کر ایک قلمی مرکب پیدا کر دیتی ہے اور ہائیڈروکلورک ترشہ خارج ہوتا ہے:۔

$$C_6H_5.CO.Cl.AlCl_3 + C_6H_6 = C_6H_5CO.C_6H_5.AlCl_3 + HCl.$$

جب اس مرکب کو پانی تحلیل کرتا ہے تو کیٹون بن جاتا ہے۔

ایلومینیم کلورائیڈ کے ذریعے سے ایلکل کلورائیڈ اور بنزین سے بنزین کے مماثلات کی تالیف کے لیے یہ توجیہ کافی نہیں ہے۔

فیرک کلورائیڈ بھی ایلومینیم کلورائیڈ کی طرح کام دیتا ہے گو وہ اُتنا کارگر نہیں ہوتا۔

پانی اُن تمام ٹرائی کلورائیڈز پر عمل کرتا ہے اور وہ مرطوب ہوا میں دُخان خیز ہیں۔ جب ایلومینیم کلورائیڈ، ہائیڈروکلورک ترشے کی افراط کی موجودگی میں محلول سے جدا ہوتا ہے، تو وہ $AlCl_3,6H_2O$ پر مشتمل ہوتا ہے۔ گرم کرنے پر اس سے آکسائیڈ اور ہائیڈروکلورک ترشہ حاصل ہوتا ہے۔ اگر کلورائیڈز کے محلولوں کو جو خالص پانی میں بنائے گئے ہوں، تبخیر کریں، تو ہائیڈروکلورک ترشہ اُن میں سے بہ آسانی نکل جاتا ہے اور اساسی نمک یا آکسائیڈز بن جاتے ہیں۔

تعامل ذیل

$$MCl_3 + 3H_2O \rightleftharpoons M(OH)_3 + 3HCl$$

ان دھاتوں کے مرکبات کی بین بین حیثیت کی وجہ سے منعکس ہے۔ اسی قسم کا تعامل آرسینئیس کلورائیڈ اور ہائیڈر اکسائیڈ کے لیے بھی مختص ہے۔

---

[1] Friedel

[2] Crafts

ایلومینیم کے حل پذیر اساسی کلورائیڈز کی رق پاشیدگی سے اس آب پاشیدگی کا مزید ثبوت ملتا ہے۔ اس طرح لسونتی ایلومینیم ہائیڈراکسائیڈ کی خالص تعلیق[1]، جو ایلومینا کا ہنلسم (hydrosol) ہے، بن جاتی ہے۔

ایلومینیم ٹرائی برومائیڈ اور ٹرائی آیوڈائیڈ — $AlBr_3$

اور AlI_3 ٹرائی کلورائیڈ کے مانند ہیں۔ دونوں طیران پذیر ہیں۔ AlI_3 کا بخار احتراق پذیر بھی ہے۔ یہ دونوں، کلورائیڈ کی طرح قلمی آبید پیدا کرتے ہیں جن میں پانی کے چھ سالمے شامل ہوتے ہیں اور حرارت سے بالکل اسی طرح تحلیل ہوتے ہیں۔

ایلومینیم ٹرائی آیوڈائیڈ، بورون ٹرائی آیوڈائیڈ کی طرح کلورین کے بعض مرکبات کے ساتھ تبدلانہ طور پر تعامل میں حصہ لے سکتا ہے۔ مثلاً

$$4AlI_3 + 3CCl_4 = 3CI_4 + 4AlCl_3.$$

گیلیئم اور انڈیئم کے ادنیٰ تر کلورائیڈز

گیلیئم ٹرائی کلورائیڈ کو گیلیئم کے ساتھ گرم کرنے سے اور انڈیئم کو نابیدہ ہائیڈروکلورک ترشے میں گرم کرنے سے ڈائی کلورائیڈز $GaCl_2$ اور $InCl_2$ بنتے ہیں۔ انڈیئم ڈائی کلورائیڈ دھاتی انڈیئم کے ساتھ تعامل کر کے طیران پذیر مانوکلورائیڈ $InCl$ پیدا کرتا ہے۔ پانی کے عمل سے انڈیئم کے دونوں ادنیٰ تر کلورائیڈز دھات اور ٹرائی کلورائیڈ جو زیادہ قیام پذیر ہے پیدا کر دیتے ہیں:۔

$$3InCl = InCl_3 + 2In \quad ، 3InCl_2 = 2InCl_3 + In$$

آکسائیڈز اور ہائیڈراکسائیڈز

گروہ کے لحاظ سے یہ صنف $M^{\cdots}{}_2O_3$ اور $M^{\cdots}(OH)_3$ سے تعلق

[1] دیکھو حاشیہ صفحہ ۲۰۴

رکھتے ہیں۔ بعض درمیانی مرکبات بھی وجود پذیر ہیں۔ ایلومینیئم کا ایک پر آکسائیڈ Al_3O_4 معلوم ہو چکا ہے In_2O_3 کو خوب بھوننے سے آکسائیڈ In_3O_4 بن جاتا ہے۔

سب سیسکوی آکسائیڈز ہائیڈر اکسائیڈز یا طیران پذیر آکسی ترشوں کے نمکوں کو گرم کرنے سے حاصل ہوتے ہیں۔ بعض اہم امور میں یہ ایک دوسرے سے مختلف ہیں۔ ایلومینیئم سیسکوی آکسائیڈ کے برخلاف گیلیئم اور انڈیئم دونوں کے سیسکوی آکسائیڈز کاربن اور ہائیڈروجن سے بہ آسانی تحویل ہو جاتے ہیں۔ اور خوب گرم کرنے پر وہ شکل اختیار نہیں کرتے جو ترشوں میں ناحل پذیر ہے۔

ہائیڈر اکسائیڈز جن کا رسوب نمکوں میں ایمونیا ملانے سے بنتا ہے، سب لسونتی ہیں۔ اور پانی میں لسونتی تعلیق[1] کی شکل اختیار کر لیتے ہیں۔ مثلاً ایلومینیئم ہائیڈر آکسائیڈ ٹھوس شکل میں آبسراش کے طور پر اور لسونتی تعلیق کی شکل میں پنلسیم کے طور پر وجود پذیر ہو سکتا ہے۔ آخرالذکر شکل ایلومینیئم کلورائیڈ کے آبی محلول کی رق پاشیدگی سے تیار کی جا سکتی ہے۔ ایلومینیئم ہائیڈر آکسائیڈ کا پنلسیم ایمونیم کلورائیڈ ملانے سے آبسراش میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ لہذا اس متعامل کی موجودگی میں ایمونیا سے ایلومینیئم ہائیڈر اکسائیڈ کی مکمل ترسیب معرضِ وقوع میں آتی ہے۔

تازہ ترسیب شدہ ایلومینا میں ہائیڈر آکسلیشن مکمل ہوتا ہے۔ وہ ہلکائے ترشوں میں آسانی سے حل ہو جاتا ہے۔ لیکن کچھ دیر تک رکھنے یا پانی کے ساتھ جوش دینے پر کم حل پذیر بن جاتا ہے، جس کی وجہ غالباً $Al_2O(OH)_4$ یا $AlOOH$ کی پیدائش ہے۔

تینوں آبیدہ شکلیں قدرتی طور پر پائی جاتی ہیں۔ $Al(OH)_3$ ہائیڈر ہرجلائیٹ[2]

---

[1] جو شے عام طور پر کسی لسونت کا محلول کہلاتی ہے، وہ فی الحقیقت ایک تعلیق ہے۔ اس قسم کے "محلول" میں ہلکائے محلول کے طبیعی خواص نہیں پائے جاتے۔

[2] hydrargillite

کے طور پر، $Al_2O(OH)_4$ لوہے کے آکسائیڈ کی معیت میں باکسائیٹ کے طور پر اور $AlOOH$ ڈایاسپور[1] کے طور پر وجود پذیر ہے۔

ایلومینیئم، گیلیئم اور انڈیئم کے ہائیڈر آکسائیڈز میں کمزور اساسی خواص کے علاوہ کمزور ترشئی خواص بھی پائے جاتے ہیں۔ چنانچہ ایک طرف تو وہ ترشوں کی افراط میں حل ہو کر اپنے نمکوں کے محلول پیدا کرتے ہیں اور دوسری طرف وہ سب قلوی ہائیڈر آکسائیڈز میں بھی حل پذیر ہیں۔ گیلیئم ہائیڈر اکسائیڈ امونیا میں بھی حل ہو جاتا ہے۔ اس سے معلوم ہوتا ہے کہ یہ اپنے ساتھیوں سے زیادہ ترشئی ہے۔ گیلیئم کے نمکوں کا زیادہ آسانی سے آب پاشیدہ ہونا اس کا مزید ثبوت ہے۔ اس طرح سے جو قلوی نمک پیدا ہوتے ہیں اُن میں سے ایلومینیٹس سب سے زیادہ معروف ہیں۔

یہ سوال زیرِ بحث رہا ہے کہ آیا ایلومینیئم ہائیڈر آکسائیڈ کا قلوی محلول بیشتر یا محض ایلومینیٹ پر مشتمل ہوتا ہے، یا قلی کا زیادہ تر حصہ امتزاج کے بغیر رہتا اور ایلومینا کو صرف لسونتی بیلسم کی حالت میں رکھنے کا کام دیتا ہے۔ ایلومینیئم کلورائیڈ کے محلول میں سوڈیئم یا پوٹاسیئم ہائیڈر آکسائیڈ ملانے پر ہائیڈر اکسائیڈ روان کے ارتکاز کے تغیر کی تحقیقات سے معلوم ہوا ہے[2]، کہ ہائیڈر اکسائیڈ کی مکمل ترسیب کے لیے قلی کی جو مقدار صرف ہوتی ہے، وہ اُس مقدار سے سہ چند ہے جو بعد ازاں ہائیڈر اکسائیڈ کو حل کرنے کے لیے درکار ہے۔ اس سے حسبِ ذیل تعاملات کے وقوع کا پتہ چلتا ہے:۔

$$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3 + 3NaCl$$

$$Al(OH)_3 + NaOH = NaAlO_2 + 2H_2O;$$

لہٰذا $Al(OH)_3$ آزاد بیلسم کی حالت میں نہیں رہتا۔ علاوہ ازیں متعدد ٹھوس ایلومینیٹس تیار کیے گئے ہیں۔ قلوی ایلومینیٹس صنف $M.AlO_2$ کے مطابق ہوتے ہیں۔ $MgAl_2O_4$

---

[1] diaspore

[2] Hieldebrand J. Amer. Chem. Soc. (1913) 35, 864.

Blum, J. Amer, Chem. Soc. (1913) 35, 1499, (1914), 36 2383.

معدنِ اسپائینیل (spinelle) کے طور پر پایا جاتا ہے۔
ایک اور نقطۂ[1] نظر کے مطابق ایلومینیٹس جمعی مرکبات ہیں مثلاً $NaOH, Al(OH)_3$ بلکہ ان کو ایکوایلومنِک (aquoaluminic) تُرشے $H[Al(OH)_4]$ کے نمک قرار دینا بہتر ہوگا۔ ایلومنِک ترشے کے رواں کی پیدائش یوں تعبیر کی جا سکتی ہے :-

$$Al(OH)_3 + OH' \rightleftharpoons Al(OH)_4'$$

قلوی ٹارٹیریٹس، سٹریٹس اور میلیٹس کے محلول قلوی ہائیڈرا کسائیڈ سے ایلومینیئم ہائیڈرا کسائیڈ کی ترسیب کو روک دیتے ہیں۔ اس خاصیت کا باعث جو کیوپرک نمکوں اور لوہے کے نمکوں میں بھی پائی جاتی ہے، پیچیدہ ترشئی روانوں کا بن جانا ہے۔ جب ایلومینا کرومک آکسائیڈ کی قلیل مقدار اور فیروسو فیرک آکسائیڈ اور ٹائیٹینیئم آکسائیڈ کے آمیزے کے ساتھ آکسی ہائیڈروجن شعلے میں گرم کیا جاتا ہے تو علی الترتیب مصنوعی لعل اور مصنوعی نیلم بن جاتے ہیں۔
ایلومینیئم ہائیڈرا کسائیڈ مختلف نامیاتی رنگ دار مادوں کے ساتھ مل کر "لک" پیدا کرتا ہے۔

سلفیٹس

ان تین دھاتوں کے سلفیٹس جو صنف $M_2^{\cdot\cdot\cdot}(SO_4)_3$ سے تعلق رکھتے ہیں، آکسائیڈز یا ہائیڈرا کسائیڈز پر سلفیورک ترشے کی افراط کے عمل سے بنتے ہیں۔ وہ سب پانی میں بہت حل پذیر ہیں اور آب پاشیدہ ہو کر آسانی سے اساسی نمک پیدا کر دیتے ہیں۔
ایلومینیئم سلفیٹ، $Al_2(SO_4)_3, 18H_2O$ کی قلمیں چمکدار چھلکوں

[1] Pfeiffer, Ber (1907), 40, 4036, Heyrovsky, Chem. Soc, Trans. (1920), 117, 1013

کی طرح ہوتی ہیں۔ اس کے آبی محلول کا تعامل ترشگانہ ہے۔ یہ میگنیشیئم کو حل کر لیتا ہے جس سے ہائیڈروجن خارج ہوتی ہے۔ مختلف اساسی سلفیٹس بھی دریافت ہوئے ہیں۔ مثلاً $Al_2O(SO_4)_2$۔

پھٹکریاں جن کا عام ضابطہ $M_2.SO_4$, $R'''_2(SO_4)_3$, $24H_2O$ ہے، ان دھاتوں کے سلفیٹس سے بنتی ہیں۔ وہ پانی میں مفرد نمکوں سے کم حل پذیر ہیں۔ تمام پھٹکریاں ہمشکل ہیں۔ ان کی قلمیں منتظم مثمنوں پر مشتمل ہوتی ہیں۔ فیرک، کرومک، مینگنیک اور دوسرے سلفیٹس نیز متناظر سیلینیٹس بھی اسی ترکیب کی پھٹکریاں پیدا کرتے ہیں۔ ان دوئیلے سلفیٹس کی قیام پذیری اور پانی میں ناحل پذیری دھاتوں میں برقی قوہ کے تفاوت کے بڑھنے سے بڑھتی ہے، جیسا کہ باب پنجم میں صفحہ (۱۲۴) پر مذکور ہوا۔ پھٹکریاں پانی میں حل ہو کر کم و بیش مفرد نمکوں کے آمیزوں میں بٹ جاتی ہیں۔ پھٹکری کے محلول میں قلی کی اتنی مقدار ملانے پر جس سے رسوب بننے لگے "تعدیلی پھٹکری" بن جاتی ہے۔ اس کو گرم کرنے پر اساسی دوئیلا نمک K_2SO_4 , $Al_2(SO_4)_2$ $4Al(OH)_3$ جدا ہوتا ہے۔ صنف $M''SO_4$, $Al_2(SO_4)_3$, $24H_2O$ کی نقلی پھٹکریوں میں سے فیرس نمک مشہور ہے۔ نمک $MnSO_4$, $Al_2(SO_4)_{3}$, $22H_2O$ بھی وجود پذیر ہے۔

دوسرے نمک

دوسرے نمکوں میں سے نائیٹریٹس پانی میں حل پذیر ہیں۔ ایلومینیئم نائٹریٹ ۱۵۰° پر تحلیل ہو جاتا اور آکسائیڈ باقی بچتا ہے۔ **ایلومینیئم فاسفیٹ**، $(AlPO_4)$ ہلکائے ہائیڈروکلورک ترشے میں بہ آسانی اور ہلکائے ایسیٹک ترشے میں کم حل ہوتا ہے۔ آخر الذکر محلول کو جوش دینے سے ایک اساسی نمک کا رسوب پیدا ہوتا ہے۔

ان میں سے کوئی دھات کاربونیٹ پیدا نہیں کرتی۔ قلوی کاربونیٹس سے ہائیڈر اکسائیڈز کا رسوب بنتا ہے۔ اسی طرح سے سلفائیڈز بھی ترتعامل سے تیار نہیں کیے جا سکتے۔

نمکوں کے محلولوں پر قلوی سلفائیڈز کے عمل سے ہائیڈر اکسائیڈز پیدا ہوتے ہیں۔ تاہم انڈیئم کے کسی نمک کے تعدیلی محلول میں سے ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارنے پر انڈیئم سلفائیڈ، In_2S_3 کا زرد رسوب پیدا ہوتا ہے۔

تھیلیئم

تھیلیئم جس کا وزن جوہر اس گروہ میں سب سے زیادہ ہے، جست کی کچھ دھاتوں میں فرطیس کی مختلف قسموں کے ساتھ، کارنیلائیٹ اور سِلوائٹین میں پوٹاسیم کے ساتھ، اور معدن کروکسائیٹ (Crookesite) میں چاندی اور تانبے کے ساتھ پائی جاتی ہے۔ گیلیئم اور انڈیئم کی طرح یہ بھی طیفی تشریح ہی سے دریافت ہوئی تھی۔ اور ان دھاتوں کی طرح اپنے آکسائیڈز یا نمکوں سے بہ آسانی تحویل ہو سکتی ہے۔ چنانچہ عام طور پر سلفیٹ کے محلول میں جست ملا کر اس کی ترسیب کی جاتی ہے۔

طبیعی خواص میں تھیلیئم سیسے سے جو سلسلے میں اس کے بعد آتا ہے قریبی مشابہت رکھتی ہے۔ اس میں سیسے کی طرح نیلگوں جھلک پائی جاتی ہے۔ یہ نرم اور متورق ہے۔ لوچدار نہیں ہے۔ کاغذ پر نشان ڈال سکتی ہے۔ کثافت ۱۱٫۸۵ ہے۔ اس کی دو ضد رُوپی قسمیں وجود پذیر ہیں جن کا نقطۂ مرور ۲۲۶° ہے۔ یہ دھات ۳۰۲° پر پگھلتی ہے اور ہائیڈروجن کی رَو میں طیران پذیر ہے۔ درحالیکہ سیسے کی کثافت ۱۱٫۳۴ اور نقطۂ اماعت ۳۲۶° ہے۔ یہ بھی کسی قدر طیران پذیر ہے۔ تھیلیئم غیر منور گیسی شعلے میں شوخ سبز رنگ پیدا کرتی ہے۔ اس کے طیف میں ایک ہی سبز خط پایا جاتا ہے۔ اس بات میں یہ قلوی دھاتوں کے مانند ہے۔

تھیلیئم کا جست، پوٹاسیئم اور چاندی یا تانبے جیسے متفاوت عناصر کے ساتھ قدرتی طور پر پایا جانا، اس کے طبیعی خواص، نیز دوری جماعت بندی میں اس کا معینہ مقام، ایسے امور ہیں جو اس عنصر کے کیمیائی خواص اور دیگر عناصر کے ساتھ اس کی مشابہت کے موضوع میں غیر معمولی دلچسپی پیدا کر دیتے ہیں۔

سونا اور پارا جن کا مقام گروہ اول اور دوم میں، گروہ سوم کے اندر تھیلیئم کے مقام کے مماثل ہے، مرکبات کے دو سلسلے پیدا کر سکتے ہیں۔ آرس اور آرک مرکبات

اور مرکیورس اور مرکیورک مرکبات۔ اسی طرح سے تھیلیئم بھی تھیلس اور تھیلک مرکبات پیدا کرتی ہے، جو آرس اور آرک مرکبات کی صنف سے تعلق رکھتے ہیں۔ لیکن سونے اور ایک حد تک پارے میں کمزور متعاملیت پائی جاتی ہے جو گروہِ ہشتم کے لیے مخصوص ہے، جس سے اُن کے مرکبات بالخصوص ادنیٰ تر گرفت کے مرکبات کسی قدر ناقیام پذیر ہوتے ہیں۔ تاہم تھیلس مرکبات اس خاصیت کا اظہار نہیں کرتے۔ لہٰذا یہ مرکبات آرس مرکبات سے بہت زیادہ مشابہ نہیں ہیں، بلکہ وہ گروہ اول اے میں قلوی دھاتوں کے مرکبات سے ملتے جلتے ہیں اور آبی محلول میں قریب قریب اُسی حد تک روانیت اختیار کرتے ہیں۔ گو یہ مشابہت اہم ہے، تاہم اس پر تھیلس مرکبات کی مزید مماثلت ختم نہیں ہو جاتی۔

گروہِ دوم اور چہارم میں علی الترتیب پارا اور سیسا، تھیلیئم کے پڑوسی ہیں اور ہمیں یہ پہلے ہی معلوم ہو چکا ہے کہ تھیلیئم سیسے کے مشابہ ہے۔ تھیلس نمک بھی مرکیورس اور نقرئی نمکوں اور خاص طور پر سیسے کے نمکوں سے ملتے جلتے ہیں۔ تھیلک نمک تھیلیئم کے گروہ کے صنف نما مرکبات ہونے کے باوجود کسی قدر ناقیام پذیر ہیں۔ وہ ایک حد تک آرک مرکبات کے مانند ہیں۔

یہ تمام رشتے آگے چل کر تھیلیئم کے مرکبات کے مطالعے میں واضح کیے جائیں گے۔ یہ دھات گرفت کے تغیر کے ساتھ کیمیائی سیرت کے تغیر کی ایک عجیب و غریب مثال مہیا کرتی ہے۔

تھیلس مرکبات

تھیلیئم مرطوب ہوا میں آہستہ آہستہ تکسید ہوتی ہے۔ اگر کاربن ڈائی آکسائیڈ موجود نہ ہو تو ہائیڈرآکسائیڈ TlOH بن جاتا ہے۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ کی موجودگی میں کاربونیٹ Tl_2CO_3 پیدا ہوتا ہے۔ اس دھات سے کاغذ پر خاکستری رنگ کا جو نشان پڑتا ہے وہ ہوا میں کھُلا رکھنے پر اسی تکسید کی وجہ سے بالتدریج غائب ہو جاتا ہے۔

طاقتور محلول سے تھیلس ہائیڈرآکسائیڈ کی زرد قلمیں بن سکتی ہیں جو

$TlOH, H_2O$ پر مشتمل ہوتی ہیں، اور یہ محلول سلفیٹ کے محلول میں بیریئم ہائیڈر اکسائیڈ کی ضروری مقدار ملانے سے حاصل ہوتا ہے۔ ان قلموں سے ۱۰۰° پر سب کا سب پانی خارج ہو جاتا اور تھیلس آکسائیڈ (Tl_2O) بھورے سفوف کی شکل میں باقی بچتا ہے۔ آکسائیڈ کو پانی پھر ہائیڈر اکسائیڈ میں تبدیل کر دیتا ہے۔ اس کا آبی محلول طاقتور قلویانہ ہوتا ہے اور ہوا سے کاربن ڈائی آکسائیڈ جذب کر سکتا ہے۔ ان امور میں تھیلس ہائیڈر اکسائیڈ قلوی ہائیڈر آکسائیڈز کے مانند ہے، لیکن یہ اُن سے کم قیام پذیر ہے جیسا کہ اس پر حرارت کے اثر سے ظاہر ہوتا ہے۔

تھیلس سلفائیڈ Tl_2S، قلوی سلفائیڈز کے برخلاف پانی میں ناحل پذیر ہے۔ تھیلس سلفیٹ کے تعدیلی محلول میں سے ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارنے پر اس کا سیاہ رسوب پیدا ہوتا ہے۔ لیکن ترسیب مکمل نہیں ہوتی کیونکہ یہ سلفائیڈ بھی زنک سلفائیڈ کی طرح ہلکائے معدنی ترشوں میں حل پذیر ہے۔ تاہم قلوی سلفائیڈز کے محلول میں یہ حل نہیں ہوتا۔

ہیلائیڈز — تھیلس فلورائیڈ دوسرے ہیلائیڈز کے برخلاف پانی میں بہ آسانی حل پذیر ہے۔ گویا یہ سلور فلورائیڈ کے مشابہ ہے، اور فلورائیڈز کے استثنائی خواص کی ایک اور مثال قرار دیا جا سکتا ہے۔ پوٹاسیئم فلورائیڈ کی طرح یہ بھی آسانی سے دوہیلا فلورائیڈ $TlHF_2$ پیدا کر سکتا ہے۔

کلورائیڈ، برومائیڈ اور آیوڈائیڈ تینوں ترسیب سے تیار کیے جا سکتے ہیں۔ اس ترتیب کے مطابق ان کی حل پذیری کم ہوتی جاتی ہے۔ کلورائیڈ کے تقریباً ۲ء۴ حصے ۱۰۰ حصے جوش کھاتے ہوئے پانی میں حل ہوتے ہیں۔ کلورائیڈ، کلورین میں تھیلیئم کے احتراق سے بھی حاصل ہوتا ہے۔ مرکیورس کلورائیڈ کی طرح یہ (۴۰۰° سے اوپر) طیران پذیر ہے، لیکن اس کے بخارات کی کثافت طبعی ہے۔ تھیلس کلورائیڈ سفید اور قلوی کلورائیڈز کا ہمشکل ہے، لیکن روشنی میں رکھنے سے یہ سلور کلورائیڈ کی طرح بنفشئی ہو جاتا ہے۔ برومائیڈ ہلکا زرد، اور آیوڈائیڈ لیڈ آیوڈائیڈ کی طرح شوخ زرد ہے۔ غرض کہ یہ ہیلائیڈز

گروہِ اول ب کے ہیلائیڈز کے ساتھ قریبی مشابہت رکھتے ہیں اور بعض امور میں مرکیورس اور لیڈ ہیلائیڈز سے بھی مماثلت کا اظہار کرتے ہیں۔

تھیلس سلفیٹ Tl_2SO_4، قلوی سلفیٹس سے بہت ملتا جلتا ہے۔ یہ پانی میں حل پذیر اور پوٹاسیم سلفیٹ کا ہمشکل ہے۔ ترشئی سلفیٹ $TlHSO_4$ بھی پیدا کرتا ہے۔ لیکن سب سے زیادہ عجیب و غریب مماثلت کا اظہار یہ بعض دو ئیلے مرکبات کے وجود سے کرتا ہے۔ مثلاً Tl_2SO_4 , $MgSO_4$, $6H_2O$ سے جو K_2SO_4 ، $MgSO_4$, $6H_2O$ کا ہمشکل ہے اور $Tl_2SO_4(Al_2Fe_2Cr_2)$ $(SO_4)_3$ $24H_2O$ پھٹکریوں سے جو پوٹاسیم پھٹکری کی ہمشکل ہیں۔

ٹٹن[1] نے یہ بتایا ہے کہ تھیلیئم قلوی نمکوں کے ہمشکل سلسلے میں پوٹاسیم اور سیزیم کے مابین رُبیڈیئم اور اَمونیم کے قریب واقع ہے۔ لیکن تھیلس نمکوں کے مناظری خواص سے اس رشتے کی تائید نہیں ہوتی۔

تھیلس کاربونیٹ Tl_2CO_3، پانی میں کم حل پذیر ہے اور پانی سے اس کی نابیدہ قلمیں بنتی ہیں۔ خالص پانی کی بہ نسبت یہ ایسے پانی میں جس میں کاربانک ترشہ شامل ہو زیادہ حل ہوتا ہے اس طرح بائی کاربونیٹ بن جاتا ہے۔ تھیلس کاربونیٹ خواص کے اعتبار سے لیتھیئم اور سوڈیئم کے کاربونیٹس کے بین بین ہے۔ تھیلس فاسفیٹس بھی حل پذیری کے لحاظ سے انہیں علائق کا اظہار کرتے ہیں اور پوٹاسیئم کے متناظر مرکبات کے ہمشکل ہیں۔ Tl_3PO_4 پانی میں کم حل پذیر ہے۔ Tl_2HPO_4 , H_2O اور TlH_2PO_4 بہ آسانی حل ہوتے ہیں۔

کلوریٹ $TlClO_3$ پانی میں کم حل پذیر ہے۔ پر کلوریٹ $TlClO_4$ اور نائیٹریٹ $TlNO_3$ پوٹاسیئم کے متناظر نمکوں کے ہمشکل ہیں۔ کرومیٹ Tl_2CrO_4 زرد رنگ کا ناحل پذیر سفوف ہے اور لیڈ کرومیٹ سے ملتا جلتا ہے۔

---

[1] Proc. Roy. Soc. 79, A, 351.

ہائیڈروکلوروپلیٹنک ترشہ H_2PtCl_6 تھیلس نمکوں کے محلولوں سے پلیٹینی کلورائیڈ Tl_2PtCl_6 کا رسوب پیدا کرتا ہے۔

تھیلک مرکبات

تھیلک آکسائیڈ Tl_2O_3 گو تھیلیئم کا صنف نما آکسائیڈ ہے، تاہم تھیلس آکسائیڈ سے کم قیام پذیر ہے۔ یہ تھیلیئم کو آکسیجن میں جلانے اور تھیلس آکسائیڈ کو برومین سے تکسید کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔ تھیلس نمکوں کی برق پاشیدگی سے بھی یہ مثبت برقیرے پر پیدا ہوتا ہے۔ یہ سیاہ رنگ کا سفوف ہے جو پانی اور قلیوں میں حل نہیں ہوتا اور گرم کیا جائے تو ۷۲۰° پر پگلتا اور ۸۰۰° سے اوپر تھیلس آکسائیڈ اور آکسیجن میں تحلیل ہوتا ہے۔ یہ ایک حد تک ہلکائے ہائیڈروکلورک اور سلفیورک ترشے میں حل ہو جاتا ہے جس سے تھیلک نمک بنتے ہیں۔ لیکن گرم کرنے پر کلورین اور آکسیجن بہت جلد خارج ہوتی ہے، بالخصوص جب کہ زیادہ مرتکز ترشے استعمال کیے جائیں۔ اور محلول میں تھیلس نمک پیدا ہو جاتا ہے۔ ان تمام امور میں تھیلک آکسائیڈ PbO_2 اور Bi_2O_5 سے جو اپنے اپنے گروہ کے صنف نما آکسائیڈز ہیں مشابہت رکھتا ہے۔ اس طرح سے یہ حقیقی اساسی آکسائیڈ کے بجائے زیادہ تر اساسی پرآکسائیڈ کا طرزِ عمل اختیار کرتا ہے۔ لیکن دونوں آخرالذکر آکسائیڈز کے برخلاف اس میں ترشئی خواص نہیں پائے جاتے۔

تھیلک ہائیڈر اکسائیڈ، تھیلک نمکوں کے محلولوں میں قلی ملانے سے بھورے رسوب کی شکل میں پیدا ہوتا ہے۔ پانی کی افراط سے تھیلک نمکوں کے آب پاشیدہ ہونے پر بھی بنتا ہے۔ قلوی ہائپوکلورائٹس کے ذریعے سے تھیلس نمکوں کو تکسید کرنے پر بھی حاصل ہوتا ہے۔ خشک کرنے پر اس کی ترکیب $TlOOH$ یا Tl_2O_3, H_2O سے تعبیر ہوتی ہے۔ اس ذیلی گروہ کے دوسرے ہائیڈر اکسائیڈز کے برخلاف اس میں ترشئی خواص

نہیں پائے جاتے۔ کیونکہ قلیوں میں یہ ناحل پذیر ہے۔ یہ ایک بہت کمزور اساس ہے۔ اس کے متناظر تھیلک نمک پانی سے علی العموم تحلیل ہو جاتے ہیں۔ ترشئی خواص میں ایلومینیم ہائیڈر اکسائیڈ کی تھیلک ہائیڈر اکسائیڈ پر فوقیت کلیہ ادوارِ عناصر کے اصولوں کے عین مطابق ہے۔ لیکن اس کے ساتھ ہی یہ بھی یاد رکھنا چاہیے کہ تھیلیئم ایلومینیم سے کم برقی مثبت ہے، کیونکہ برقی قوۃ کے سلسلے میں ان دھاتوں کے اضافی مقامات سے یہی نتیجہ نکلتا ہے۔ اس سے یہ ظاہر ہے کہ ان دو خاصیتوں کے اعتبار سے عناصر کے علائق میں بہت کچھ تضاد پایا جا سکتا ہے۔

تھیلک کلورائیڈ $TlCl_3$ تھیلک نمکوں میں سب سے زیادہ قیام پذیر ہے۔ تھیلس کلورائیڈ پر کلورین کے عمل سے بنتا ہے۔ نابیدہ مرکب ایک قلمی مادہ ہے جو ۲۴° پر[1] پگھلتا ہے۔ نامیاتی محلّلوں میں یہ حل پذیر ہے۔ الکوہل اور ایتھر کے ساتھ مل کر مرکب پیدا کرتا ہے۔ پانی کے ساتھ مل کر بھی $TlCl_3 , 4H_2O$ اور $TlCl_3 , H_2O$ کی قلمیں بنا سکتا ہے۔ علیٰ ہذالقیاس ہائیڈروکلورک ترشے کے ساتھ مل کر قلمی مرکب $TlCl_3.HCl , 3H_2O$ پیدا کرتا ہے جو کلورآرک ترشہ کے مماثل ہے :-

$$HAuCl_4 , 3H_2O \quad ، \quad HTlCl_4 , 3H_2O$$

لیکن آخرالذکر مرکب کے برخلاف مذکورۂ بالا صنف کا کلورو تھیلک ترشہ قلوی نمک پیدا نہیں کرتا۔ کیونکہ جب اس شئے کے محلول کی پوٹاسیم ہائیڈر اکسائیڈ سے تعدیل کی جاتی ہے تو حسبِ ذیل تعامل واقع ہوتا ہے :-

$$2HTlCl_4 + 2KOH = TlCl_3.2KCl + TlCl_3 + 2H_2O$$

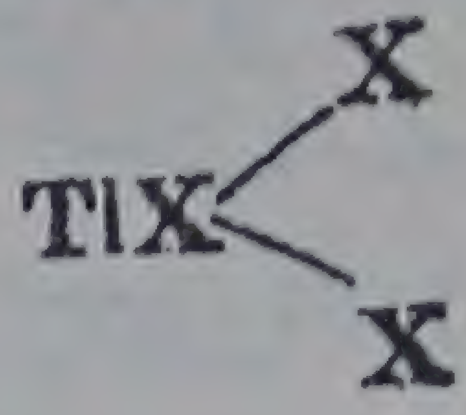
لہٰذا مرکب $HTlCl_4 , 3H_2O$ جو ٹھوس حالت میں وجود پذیر ہے، حالت محلولی میں غالباً تحلیل ہو جاتا ہے۔

---

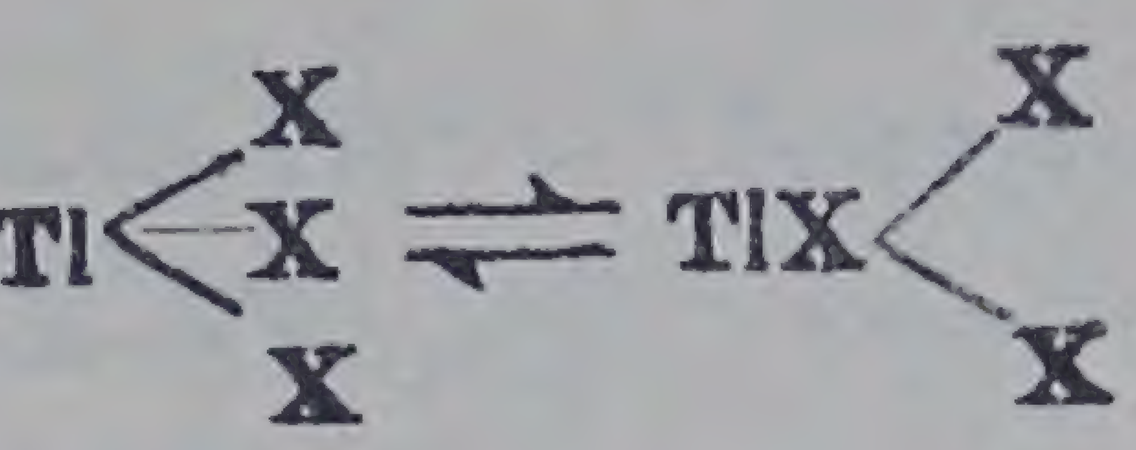
[1] R. J. Meyer Zeit. anorg. Chem. (1900),24, 321.

قلوی دھاتوں کے ساتھ دوئیلے کلورائیڈز پیدا کرنے کے علاوہ تھیلک کلورائیڈ، تھیلس کلورائیڈ کے ساتھ بھی مل جاتا ہے۔ مثلاً تھیلیئم کو بہ احتیاط کلورین میں گرم کرنے پر مرکب $TlCl.TlCl_3$ یا $Tl\,TlCl_4$ بنتا ہے۔ اور زیادہ گرم کرنے پر $3TlCl.\ TlCl_3$ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس تعامل سے اعلیٰ تر کلورائیڈ کی نسبتہً زیادہ ناقیام پذیری ظاہر ہے۔

تھیلک کلورائیڈ کے نائیٹرک تُرشے میں تیار کیے ہوئے محلول سے سلور نائیٹریٹ کلورین کی مکمل ترسیب نہیں کرسکتا۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ سالمے کے اندر کلورین کے بعض جوہر روانیت اختیار نہیں کرتے جیسا کہ سبز کرومک کلورائیڈ (جو دیکھا جائے) کی صورت میں بھی ہوتا ہے۔ تھیلک آیوڈائیڈ کی رُبیڈیئم اور سیزیم ٹرائی آیوڈائیڈز کے ساتھ ہمشکلی سے یہ مترشح ہوتا ہے کہ تھیلک ہیلائیڈز کی ساخت ضابطہ



سے تعبیر ہو سکتی ہے۔ تھیلس مرکبات کے مقابلے میں تھیلک مرکبات کی ناقیام پذیری نیز تھیلس اور قلوی نمکوں کی باہمی مشابہت کی بنا پر قسمِ ذیل کا استحالہ ممکن الوقوع معلوم ہوتا ہے:-



تھیلک سلفیٹ $Tl_2(SO_4)_3$، اس ذیلی گروہ کے دوسرے سلفیٹس سے اس بات میں مختلف ہے کہ یہ پھٹکریاں پیدا نہیں کرتا۔ ایک دوئیلا سلفیٹ، $Tl_2SO_4, Tl_2(SO_4)_3$ ہے۔ صنف $M_2SO_4,\ Tl_2(SO_4)_3,\ 8H_2O$ کے مرکبات بھی وجود پذیر ہیں، جو ایلومینیئم، انڈیئم اور نادر ارضی دھاتوں والے دوئیلے سلفیٹس کے متناظر ہیں۔

ذیلی گروہ سوم ا

اسکینڈیئم، اِٹریئم، لینتھینم: نادر ارضی دھاتیں

اسکینڈیئم، اِٹریئم اور لینتھینم دوری جدول میں معیّن مقامات پر واقع ہیں اور بلاشبہ گروہ سوم ا کے ارکان ہیں۔ تاہم کیمیائی نقطۂ نظر سے اُنھیں اپنی رفیق نادر ارضی دھاتوں سے جو لینتھینم کے بعد آتی ہیں، نیز پریسیو اور نیوڈیمیم سے جو پہلے گروہ پنجم ا میں شامل کی گئی تھیں، جداگانہ تصور کرنا چاہیے۔

اِن تمام عناصر کے مماثل مرکبات کی قریبی مشابہت، قدرتی طور پر پائے جانے والے آمیزوں سے ان کی علیحدگی کے اشکال، نیز اس امر سے کہ اِٹریا کی صورت میں کسری ترسیب سے ایسی اشیا حاصل ہوتی ہیں جن کے تفسفری طیوف مختلف ہوتے ہیں، کروکس[1] نے ۱۸۸۶ء میں یہ نظریہ قایم کیا کہ جو خود یہ "عناصر" پیچیدہ ہیں لیکن سادہ تر اجزا پر مشتمل ہیں جو "مابعد عناصر" کہلاتے ہیں۔ لیکاک دے بواباؤدران (Lecoq de Boisbaudran) نے اس نظریے کی مخالفت کی۔ وہ اس نتیجے پر پہنچا کہ اِٹریا کا تفسفر بوٹوں کی وجہ سے ہے۔ چنانچہ اربین (Urbain) اور اُس کے رُفقا[2] نے بھی اس خیال کی تائید کی ہے۔ علاوہ ازین جوہری اعداد کے تصوّر کے مطابق اب تمام نادر ارضی عناصر دریافت ہو چکے ہیں۔

بااین ہمہ کسری ترسیب کے قاعدوں سے ان دھاتوں کے متعلق ہماری معلومات میں بہت کچھ اضافہ ہوا ہے اور زیادہ تر انھیں قاعدوں سے کام لے کر یہ دھاتیں ایک

---

[1] B.A. Address, 1886

[2] اس مضمون کی تفصیلات کے لیے جن میں اصل تحقیقات کا بھی حوالہ دیا گیا ہے ڈاکٹر جے۔ نیوٹن فرینڈ کی Text book of Inorganic Chemistry جلد چہارم از مسٹر ایچ۔ ایف۔ وی لٹل کا مطالعہ کرنا چاہیے۔

دوسری سے جُدا کی گئی ہیں۔ اس کی ایک دلچسپ مثال ڈائیڈیمیم ہے۔ یہ نام ابتدا میں ایک فرضی عنصر کے لیے جو ۱۸۴۱ء میں موسینڈر[1] نے دریافت کیا تھا اس وجہ سے تجویز کیا گیا تھا کہ اس کے مرکبات اور لینتھینم کے مرکبات میں جس سے موسینڈر نے اس کو جُدا کیا قریبی رشتہ پایا جاتا ہے۔ اس کے آکسائیڈ ڈائیڈیمیا سے لیکاک دے بوابادراں نے ۱۸۷۹ء میں ایک نئی مٹی سیمریا جُدا کی۔ ثقل کو جو ایک زمانے میں ایک ہی دھات ڈائیڈیمیم (وزن جوہر تقریباً ۱۴۰) کا آکسائیڈ تصور کیا جاتا تھا ۱۸۸۵ء میں آئر فان ولز باخ[2] نے دو اجزا میں تحلیل کیا۔ ڈائیڈیمیم کے تخلیص کردہ نمک سُرخ یا بنفشئی ہوتے ہیں اور محلول کی حالت میں ایک مخصوص جذبی طیف پیدا کرتے ہیں۔ آکسائیڈ کا رنگ میلا نیلا ہوتا ہے۔ اس دھات اور امونیم کے دوہرے نائیٹریٹ کے نائیٹرک ترشے میں تیار کیے ہوئے محلول سے فان ولز باخ نے کسری قلماؤ سے دو نمک حاصل کیے جن کا رنگ شوخ سبز اور مرطبیسی تھا۔ ان کے آکسائیڈز کا رنگ علی الترتیب سبزی مائل سفید اور ہلکا نیلا ہوتا ہے۔ ان نمکوں کے جذبی طیف ایک دوسرے سے مختلف ہوتے ہیں لیکن جب اُن کے محلول ایک خاص تناسب سے باہم ملائے جاتے ہیں تو ڈائیڈیمیم کا اصل طیف پھر پیدا ہوتا ہے۔ اس طرح ابتدائی ڈائیڈیمیم دو عنصروں میں تحلیل کی گئی جن کا نام پریسیوڈیمیم (Pr) اور نیوڈیمیم (Nd) رکھا گیا۔ ان کا وزنِ جوہر علی الترتیب ۱۴۰٫۹ اور ۱۴۴٫۳ ہے۔

تشریحی نقطۂ نظر سے نادر ارضی دھاتیں ایلومینیم اور کرومیم کے مشابہ ہیں۔ لیکن ٹھوس ہائیڈرائیڈز بنانے میں وہ قلوی ارضی دھاتوں کے ساتھ، اور آکسی کلورائیڈز MOCl پیدا کرنے میں بسمتھ کے ساتھ بھی مشابہت کا اظہار کرتی ہیں۔

اب یہ دھاتیں اپنے مرکبات کی خاصیتوں کے اختلاف کے لحاظ سے تین گروہوں میں تقسیم کی جاتی ہیں۔ یہ گروہ حسبِ ذیل ہیں:۔

گروہ سیریئم	La ، Ce ، Pr ، Nd ، Sm
گروہ ٹربیئم	Eu ، Gd ، Tb
گروہ اِٹریئم	Dy ، Ho ، Y ، Er ، Tm ، Yb ، Lu ،

[1] Mosander	[2] Auer Von Welsbach

ان کے اہم اختلافات میں سے بعض ذیل میں درج ہیں:۔

(۱) گروہ سیریئم و ٹربیئم کی دھاتوں کے نائیٹریٹس اک گرفتا اور دو گرفتا دھاتوں کے نائیٹریٹس کے ساتھ مل کر مخصوص دوئیلے نمک پیدا کرتے ہیں۔ گروہ اِٹریم کے نائیٹریٹس کی صورت میں ایسا نہیں ہوتا۔

(۲) گروہ سیریم کی دھاتوں اور پوٹاسیئم کے دوئیلے سلفیٹس، پوٹاسیئم سلفیٹ کے سرد سیرشدہ محلول میں ناحل پذیر ہیں۔ گروہ ٹربیئم کے متناظر نمک اسی محلول میں کم حل پذیر، اور گروہ اِٹریئم کے بہ آسانی حل پذیر ہیں۔

(۳) گروہ سیریئم اور گروہ ٹربیئم کی دھاتوں کے پلاٹینو سائنائیڈز ایک دوسرے سے ملتے جلتے ہیں، لیکن گروہ اِٹریئم کی دھاتوں سے مختلف ہیں۔

عام طور پر ان دھاتوں کے نمکوں میں معتدل طاقت کی اساسوں کے ایسے خواص پائے جاتے ہیں۔ چنانچہ ان کے نائیٹریٹس اچھے خاصے قلمی اور حل پذیر ہیں۔ کلورائیڈز سرخ حرارت پر ناطیران پذیر اور نمگیر ہیں، اور جب پانی میں حل ہوتے ہیں تو حرارت خارج ہوتی ہے سلفیٹس پانی میں کم حل پذیر ہیں، اور فلورائیڈز، کاربونیٹس فاسفیٹس اور آکسیلیٹس عملاً ناحل پذیر ہیں۔

اساسی طاقت جو نائیٹریٹس کے حرارت سے بہ آسانی تحلیل ہونے اور سلفیٹس کے آبی محلولوں کے اضافی درجۂ آب پاشیدگی سے متعین کی گئی ہے، ترتیب ذیل سے گھٹتی ہے:۔

La ، C^{III} ، Pr ، Nd ، اور Y ، Sm ، Eu ، Gd ،

Tb ، Dy ، Ho ، Er ، Tm ، Yb ، Lu ، (Sc) ، (Ce^{IV})

نمکوں کے محلولوں کے آمیزوں میں قلی کے بالتدریج ملانے سے ہائیڈر اکسائیڈز کی ترسیب کی بھی یہی ترتیب ہے، اور اِٹریئم اور اسکینڈیئم کے سوا اوزان جوہر بھی اسی ترتیب کے مطابق ہیں۔ نادر ارضی دھاتوں، بالخصوص سیریئم سے مختلف مفید کام لیے جاتے ہیں۔ دھاتی سیریئم آتش انگیز بھرتوں کا لازمی جزو ہے۔ تاباں گیسی غلافوں میں ایک فی صدی سیریا شامل ہوتا ہے۔ سیریئم والے شیشے میں بالا بنفشی اور

حرارتی شعاعوں کو جذب کرنے کی قابلیت پائی جاتی ہے۔ سیریئم کے نمک محدود طور پر عکاسی اور طب میں بھی استعمال کیے جاتے ہیں۔

سیریئم کے مرکبات

ایسے مرکبات پیدا کرنے کے علاوہ جن میں سیریئم سہ گرفتا ہوتی ہے یہ دھات چو گرفتا بھی ہے۔ اور اس طرح یہ گروہ چہارم میں تھوریئم سے رشتہ جوڑتی ہے۔ سیریئم کے اہم مرکبات حسب ذیل ہیں:-

سیرس مرکبات — Ce_2O_3 اور $Ce(OH)_3$ بہت تکسید پذیر ہیں۔ $CeCl_3$ سفید، قلمی، آبیدہ مرکب ہے، پانی میں حل پذیر۔ $Ce_2(SO_4)_3$ مختلف آبید اور دوئیلے نمک پیدا کرتا ہے۔ $Ce(NO_3)_3.6H_2O$ اور دوئیلے نمک $Ce_2(CO_3)_3$ ناحل پذیر ہے، دوئیلے نمک پیدا کرتا ہے۔

سیرک مرکبات — CeO_2 ہلکا زرد یا سفید ہے، آبیدہ یا لسونتی ہوتا ہے۔ $CeCl_4$ ناقیام پذیر ہے۔ $Ce(SO_4)_2.4H_2O$ گہرے زرد رنگ کا قلمی مرکب ہے، پانی میں بہت حل پذیر ہے، دوئیلے نمک پیدا کرتا ہے۔ نائیٹریٹ نامعلوم ہے، مگر کئی دوئیلے نائیٹریٹس وجود پذیر ہیں، مثلاً $Ce(NO_3)_4 , 2NH_4NO_3$ جو نارنجی زرد ہے اور سیریا کی تیاری میں استعمال کیا جاتا ہے۔

آٹھواں باب

گروہ چہارم

ذیلی گروہ ا		ذیلی گروہ ب
	۶ C (۱۲٫۰۰)	
	۱۴ Si (۲۸٫۳)	
۲۲ Ti (۴۸٫۱)		۳۲ Ge (۷۲٫۵)
۴۰ Zr (۹۰٫۶)		۵۰ Sn (۱۱۹٫۰)
۷۲ Hf (۱۷۸٫۶)		۸۲ Pb (۲۰۷٫۲)
۹۰ Th (۲۳۲٫۴)		

گروہ چہارم مروری گروہ تصور کیا جاسکتا ہے، جو گروہ اول سے گروہ سوم تک کے زیادہ مثبت عناصر کو گروہ پنجم سے گروہ ہفتم تک کے زیادہ منفی عناصر کے ساتھ ملاتا ہے۔ لہٰذا دوسرے گروہوں کی بہ نسبت اس گروہ میں دھاتوں اور ادھاتوں کا توازن زیادہ ہموار ہے۔ کیونکہ گروہ اول سے سوم تک دھاتیں اور گروہ پنجم سے ہفتم تک ادھاتیں زیادہ فائق ہیں۔ اکثر گروہوں کی طرح ان دونوں ذیلی گروہوں میں بھی وزنِ جوہر کے بڑھنے سے دھاتی خواص میں اضافہ ہوتا ہے۔

ذیلی گروہوں ا اور ب کے باہمی علائق کے متعلق یہ کہا جاسکتا ہے کہ

ادوارِ طویل میں مماثل عناصر کے مقامات دوسرے گروہوں کی بہ نسبت اس گروہ میں ایک دوسرے سے زیادہ مشابہت رکھتے ہیں۔ چنانچہ ذیلی گروہ ا کے ارکان ان ادوار کے آغاز سے اور ذیلی گروہ ب کے ارکان اختتام سے چوتھے مقام پر ہیں۔ حالانکہ دوسرے گروہوں مثلاً گروہ سوم میں ذیلی گروہ ا کے ارکان آغاز سے تیسرے اور ذیلی گروہ ب کے ارکان اختتام سے پانچویں مقام پر واقع ہیں اور گروہ ہفتم میں ذیلی گروہ ا کا رکن (مینگنیز) آغاز سے ساتویں مقام پر ہے، درانحالیکہ لونجن بروین اور آیوڈین ادوارِ طویل کے آخری ارکان ہیں۔

ادوارِ طویل میں عناصر کے اُن اضافی مقامات سے جو علائق ظاہر ہوتے ہیں اُن کی خود اُن عناصر کے خواص سے تائید ہوتی ہے۔ چنانچہ جس طرح گروہ اول اور گروہ ہفتم کے ذیلی گروہ دوسرے ذیلی گروہوں کی بہ نسبت خواص میں ایک دوسرے سے زیادہ متفاوت ہیں، اُسی طرح سے ذیلی گروہ چہارم ا اور چہارم ب کے مماثل مقامات پر آنے والے انفرادی ارکان، باقی ذیلی گروہوں میں ایسے ہی مقامات پر آنے والے ارکان کی بہ نسبت آپس میں زیادہ قریبی مشابہت رکھتے ہیں۔

دوسرے گروہوں کی طرح، گروہِ چہارم میں بھی، ذیلی گروہ ا کے ارکان ذیلی گروہ ب کے ارکان سے زیادہ دھاتی ہیں۔ صرف ذیلی گروہ ب کے ارکان ہی مع کاربن اور سلیکان کے، جن کا شمول اسی ذیلی گروہ میں موزوں سمجھا جا سکتا ہے، طیران پذیر ہائیڈرائیڈز اور طیران پذیر دھاتی نامیاتی مرکبات پیدا کر سکتے ہیں۔

اس گروہ کے ارکان کی زیادہ نمایاں عام خصوصیات یہ ہیں:— وہ ہائیڈرائیڈز MH_4 اور ہیلائیڈز MX_4 میں اعظم گرفت چار کا اظہار کرتے ہیں۔ MO_2 ضابطے کے صنف نما آکسائیڈز پیدا کرتے ہیں جن کی خاصیت بالعموم ترشئی ہوتی ہے۔ نیز ان کے ٹٹرا ہیلائیڈز متناظر لونجنی ترشوں اور قلوی نمکوں کے ساتھ مل کر پیچیدہ ترشے اور نمک بناتے ہیں، جن میں صنف R_2MF_6 کے ہمشکل پیچیدہ فلورائیڈز زیادہ مشہور ہیں۔

ذیلی گروہ چہارم ب

کاربن، سلیکان، جرمینیئم، قلعی اور سیسا

جس طرح گروہ پنجم ب میں آرسینک، نائیٹروجن اور فاسفورس کو اینٹیمنی اور بسمتھ کے ساتھ ملاتا ہے، اسی طرح جرمینیئم ادھاتی عناصر کاربن اور سلیکان کو زیادہ دھاتی عناصر قلعی اور سیسے کے ساتھ ملاتی ہے۔ کاربن کا وقوع اور استخراج کئی امور میں مستثنیٰ حیثیت رکھتا ہے، لیکن سلیکان کا سلیکیٹس میں پایا جانا اور سلیکوفلورائیڈز کو پوٹاسیم یا ایلومینیئم سے تحویل کر کے اس کا تیار کیا جانا ادھاتی عناصر کا مابہ الامتیاز ہے۔ قلعی اور سیسے کا وقوع اور طریقِ استخراج زیادہ تر دھاتوں کا مابہ الامتیاز ہے۔ علاوہ ازیں کاربن اور سلیکان کے جوہری حجم کم اور نقاطِ اماعت بلند ہیں۔ اور وہ نقلمی حالت میں حرارت اور برق کی ناقص موصل ہیں۔ یہ ادھاتوں کی خصوصیات ہیں جو اس ذیلی گروہ کے اعلیٰ تر ارکان میں نہیں پائی جاتیں۔ کاربن اور سلیکان سے واضح طور پر بہروپی خاصیت کا اظہار ہوتا ہے۔ قلعی بھی تین مختلف شکلوں میں پائی جاتی ہے اور سیسے کی متعدد بہروپی شکلیں وجود پذیر ہیں۔ اس ذیلی گروہ کے عناصر کے بعض طبیعی خواص یہاں درج کیے جاتے ہیں:-

	C	Si	Ge	Sn	Pb
کثافت	١٫٧٦ نقلمی؛ ٢٫٠٦ گریفائیٹ؛ ٣٫٥ ہیرا	٢٫٣٥ نقلمی	٥٫٤٧	٧٫٣ چوپہلو؛ ٦٫٥ معین نما؛ ٥٫٣ خاکستری	١١٫٣٤
نقطۂ اماعت	٣٦٠٠°	؟	٩٠٠°	تقریباً ٢٣٠°	تقریباً ٣٣٠°
نقطۂ جوش	؟	—	١٣٥٠° سے بلند تر	١٥٠٠° ″	١٤٥٠–١٥٠٠°

تم یہ دیکھو گے کہ ادھاتی کاربن سے دھاتی سیسے کی طرف رجوع کرتے ہوئے کثافت میں بیشی اور نقطۂ اماعت میں پستی واقع ہوتی ہے۔ طبیعی خواص کے مقابلے سے یہ ظاہر ہوتا ہے کہ کاربن اور سلیکان اپنی بہروپی اشکال کی نوعیت کے لحاظ سے ایک دوسری کے مشابہ ہیں۔ نقلمی سلیکان بھورے رنگ کا سفوف ہے۔ نقلمی کاربن کی طرح وہ ہوا میں جل کر ڈائی آکسائیڈ پیدا کرتی اور معمولی تپش پر فلورین کے ساتھ مل کر ٹٹرا فلورائیڈ بناتی ہے۔ سلیکان ۴۵۰° پر کلورین اور ۵۰۰° پر برومین کے ساتھ مل جاتی ہے۔ آیوڈین کے ساتھ وہ براہِ راست نہیں ملتی۔ لیکن کاربن نہ تو کلورین کے ساتھ براہِ راست ملتی ہے اور نہ برومین یا آیوڈین کے ساتھ۔ برقی بھٹی کی تپش پر کاربن اور سلیکان باہم مل کر کاربورنڈم (CSi) پیدا کر دیتی ہیں۔ یہ ایک بے حد سخت شئے ہے۔ جواہرات کو صیقل کرنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔ نقلمی قسم کے علاوہ سلیکان کی دو اور قسمیں بھی ہیں، جو گریفائیٹ نما اور الماسی سلیکان کے ناموں سے موسوم ہیں۔ غالباً یہ دونوں شکلیں یکساں ہیں۔ دونوں پگلی ہوئی ایلومینیم کی موجودگی میں سلیکا یا کسی سلیکو فلورائیڈ کی تحویل سے حاصل ہوتی ہیں۔ پگلی ہوئی ایلومینیم سے سلیکان سیاہ چمکدار منتظم مثمن نما قلموں کے طور پر جو ہیرے یا الماس کی ہمشکل ہیں جدا ہوتی ہے۔ تاہم کاربن دو جداگانہ قلمی شکلوں میں پائی جاتی ہے، جن میں سے ایک گریفائیٹ ہے اور دوسری ہیرا۔ جب کاربن کرۂ ہوا کے دباؤ کے تحت میں پگلے ہوئے لوہے سے قلمائی جاتی ہے تو گریفائیٹ بنتا ہے۔ اور اگر بہت زیادہ دباؤ کے ماتحت دفعۃً سرد کر کے کاربن کو اسی محلل سے قلمایا جائے تو ہیرا بن جاتا ہے۔ یہ امر کہ زیادہ تر دباؤ ہی کے فرق سے ایک یا دوسری بہروپی شکل بنتی ہے، اس سے ظاہر ہے کہ، اگر ہیرا معمولی دباؤ کے تحت میں بلند تپش تک گرم کیا جائے تو وہ گریفائیٹ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

گو آزاد حالت میں کاربن سلیکان سے ملتی جلتی ہے، تاہم مرکبات میں کاربن، سلیکان اور اس گروہ کے دوسرے عناصر سے اس قدر واضح مشابہت کا اظہار نہیں کرتی۔ اس کے ہائیڈرائیڈز یعنی ہائیڈرو کاربنز کی تعداد اور قیام پذیری اس کا مابہ الامتیاز ہے۔ ان کی پیدائش کاربن کے جوہروں میں ایک دوسرے کے ساتھ

مل کر زنجیرے یا حلقے پیدا کرنے کی قابلیت پر منحصر ہے۔ اس بات کی نظیر کسی قدر سلیکان پیش کرتی ہے۔ مثلاً مرکب Si_6Cl_{14} کے وجود سے، جس میں غالباً سلیکان کے چھ جوہروں کا زنجیرہ پایا جاتا ہے۔ کاربن کے ہیلائیڈز بھی سلیکان کے ہیلائیڈز سے زیادہ قیام پذیر ہیں۔ اس کے آکسائیڈز گیسیں ہیں، حالانکہ اس ذیلی گروہ کے دوسرے عناصر کے آکسائیڈز ٹھوس ہیں۔ آکسائیڈز SiO_2 اور SnO_2 کی سالمی پیچیدگی بہت بڑھی ہوئی ہے۔

یہاں کاربن کے صرف اُن مرکبات کا ذکر کیا جائیگا، جن سے ایسی مماثلت اور مخصوص اختلافات کی توضیح ہوتی ہو جو کاربن اور اس گروہ کے دیگر ارکان کے مقابلے کے لیے کار آمد ہیں۔

جرمینیئم طبیعی خواص میں سلیکان سے زیادہ دھاتی ہے، لیکن کیمیائی خواص میں وہ اس عنصر سے کسی قدر مشابہت رکھتی ہے۔ وہ ہوا میں جلتی ہے، جس سے ڈائی آکسائیڈ پیدا ہوتا ہے۔ سلیکان کی طرح ہائیڈروکلورک ترشے میں ناحل پذیر مگر گرم کاوی قلیوں میں حل پذیر ہے۔ نائیٹرک ترشے کے عمل سے آبیدہ ڈائی آکسائیڈ پیدا کرنے میں وہ قلعی کے مانند ہے۔ ناقیام پذیر اور طیران پذیر ہائیڈرائیڈ GeH_4 پیدا کرتی ہے۔

قلعی اور سیسا ایسے عناصر ہیں جن میں طبیعی اور کیمیائی دونوں خواص کے اعتبار سے دھاتی خاصیت زیادہ نمایاں ہے۔ وہ دھاتی نامیاتی مرکبات پیدا کرتے ہیں۔ قلعی کا ایک طیران پذیر ہائیڈرائیڈ، SnH_4 ہے جو اسٹینس سلفیٹ کی برق پاشیدگی پر ہائیڈروجن کے ساتھ خارج ہوتا ہے۔ PbH_4 غالباً برقی شراروں کے زیر اثر سیسے اور ہائیڈروجن کے اتحاد سے پیدا ہوتا ہے۔ ان کے آکسائیڈز اور ہیلائیڈز سابقہ عناصر کی بہ نسبت کم ترشئی ہیں۔ اور دھاتی خواص اُن میں زیادہ فائق ہیں۔

ان پانچوں عناصر کے اہم مرکبات کا یکجا مطالعہ کرنا باعث سہولت ہوگا۔ اس طرح وہ تغیرات جو واضح طور پر ادھاتی عناصر سے واضح طور پر دھاتی عناصر تک رجوع کرتے

ہوئے مرکبات کے مختلف اصناف میں واقع ہوتے ہیں ہماری نظر کے سامنے آجائینگے ۔

ہائیڈرائیڈز (MH_4)

اس گروہ میں کاربن ، سلیکان اور جرمینیم ہی ایسے عناصر ہیں جو گیسی ہائیڈرائیڈز یقینی طور پر پیدا کرتے ہیں ۔ اور MH_4 ہی وہ اہم صنف ہے جو ان تینوں عنصروں کے لیے مشترک ہے ۔

میتھین براہِ راست تالیف سے تیار کی جاسکتی ہے ۔ جب شکر کے خالص کوئلے کی قلیل مقدار ۱۲۰۰° پر ہائیڈروجن میں گرم کی جاتی ہے تو وہ پورے طور پر میتھین میں تبدیل ہوجاتی ہے[1]

کاربن اور سلیکان کے ٹٹرا ہائیڈرائیڈز ، مناسب کاربائیڈز یا سلیسائیڈز پر پانی یا ترشوں کے عمل سے تیار کیے جاسکتے ہیں ، جیسے کہ نائیٹرائیڈز فاسفائیڈز سلفائیڈز سیلینائیڈز اور ٹیلورائیڈز سے متناظر ہائیڈرائیڈز حاصل ہوتے ہیں ۔

مثلاً ایلومینیم کاربائیڈ سے میتھین یوں پیدا ہوتی ہے :۔

$$Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4,$$

اور میگنیشیم سلیسائیڈ اور ہائیڈروکلورک ترشے سے متناظر ہائیڈرائیڈ (سلین) یوں حاصل ہوتا ہے :۔

$$Mg_2Si + 4HCl = 2MgCl_2 + SiH_4$$

جب ایتھل آرتھوسلیکو فارمیٹ $SiH(OC_2H_5)_3$ جو سلیکو کلوروفارم پر ایتھل الکوہل کے عمل سے بنتا ہے ، سوڈیم[2] کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے تو سلین (silane)

---

[1] Bone and Coward, Chem. Soc. Trans. (1910), 97, 1219.

[2] سوڈیم بلا تغیر باقی رہتی ہے ۔ تعامل میں یہ جو حصہ لیتی ہے وہ نامعلوم ہے ۔

اور ایتھل آرتھو سلیکیٹ پیدا ہوتا ہے،

$$4SiH(OC_2H_5)_3 = SiH_4 + 3Si(OC_2H_5)_4,$$

اس تعامل سے ہمیں گرم کیے جانے پر فاسفورس اور ہائپو فاسفورس ترشوں کا طرزِ عمل یاد آتا ہے (جو دیکھا جائے) ۔ میتھین کی طرح سلیکان ہائیڈرائیڈ یا سلین بھی ایک گیس ہے لیکن اس کا مائع بنانا میتھین کی بہ نسبت زیادہ آسان ہے۔ میتھین اور اس میں ایک اور فرق یہ ہے کہ اگر اس میں ہائیڈروجن ملا دی جائے یا یہ پست دباؤ کے ماتحت ہو تو پھر یہ ہوا میں از خود اشتعال پذیر ہوتی ہے[1]۔ اس سے ہمیں فاسفین کا سلوک یاد آتا ہے۔ سلین میتھین سے بہت کم قیام پذیر ہے۔ حرارت سے یہ مفترق ہوتی ہے اور پوٹاسیئم ہائیڈر اکسائیڈ اس کو تحلیل کرکے پوٹاسیئم سلیکیٹ اور ہائیڈروجن پیدا کرتا ہے۔ اس تعامل میں اس ہائیڈرائیڈ کے اجزا ایک دوسرے سے علیحدہ ہو جاتے ہیں:۔

$$SiH_4 + 2KOH + H_2O = SiO(OK)_2 + 4H_2$$

کلیہ ادوارِ عناصر کے اس اقتضا کے مطابق کہ ہر گروہ میں گیسی ہائیڈرائیڈز کی قیام پذیری وزنِ جوہر کے بڑھنے سے گھٹتی ہے SiH_4 کو CH_4 سے اور GeH_4 کو SiH_4 سے کم قیام پذیر ہونا چاہیے۔ اس امر کی مزید توضیح کے لیے NH_3 ، PH_3 ، AsH_3 اور SbH_3 کی قیام پذیری کا باہم مقابلہ کیا جاسکتا ہے۔ BiH_3 تو بہت ناقیام پذیر ہے۔ یا ہم H_2O کا H_2S کے ساتھ اور HCl کا HI کے ساتھ مقابلہ کر سکتے ہیں۔

اب ناقیام پذیر ہائیڈرائیڈز اس ہائیڈروجن کی وجہ سے جو اُن کی تحلیل سے آزاد ہوتی ہے محولانہ عمل کرتے ہیں۔ یہ صحیح ہے کہ گروہ پنجم کے بعض عناصر کے ہائیڈرائیڈز آکسیجن کے ساتھ براہِ راست مل کر محولانہ عمل کرتے ہیں، لیکن اس کی وجہ خود اُن عناصر کی

[1] فاسفین کی طرح اس کی از خود اشتعال پذیری کا باعث بھی ایک اور ہائیڈرائیڈ کا قلیل مقدار میں موجود ہونا ہے۔ یہ ہائیڈرائیڈ غالباً Si_2H_4 ہے۔

تکسید پذیری ہے ۔ مثلاً اس بات کی توقع نہیں کی جاسکتی کہ AsH_3 کی تکسید سے آرسینک آزاد ہو، لیکن H_2S اور HI کی صورت میں جب ان کی ہائیڈروجن تکسید ہوتی ہے تو علی الترتیب گندک اور آیوڈین آزاد ہوتی ہے ۔ اب سلیکان ہائیڈرائیڈ اور سلور نائیٹریٹ کا حسب ذیل تعامل جس میں سلیکان اور چاندی کی ترسیب ہوتی ہے

$$SiH_4 + 4AgNO_3 = Si + 4Ag + HNO_3$$

نیز آرسین (arsine) اور اسی متعامل کا مختلف سلوک

$$AsH_3 + 6AgNO_3 + 3H_2O = H_3AsO_3 + 6Ag + 6HNO_3,$$

سمجھ میں آسکیگا ۔ کاپر سلفیٹ جیسی کم تحویل پذیر اشیا کی صورت میں سلیسائیڈز کی ترسیب ہوتی ہے،

$$SiH_4 + 2CuSO_4 = Cu_2Si + 2H_2SO_4 ;$$

یہ تعامل ہائیڈروجن سلفائیڈ کے تعامل کے مماثل ہے ۔

میتھین میں سلین کی سی متعاملیت نہیں پائی جاتی ۔ ایسیٹلین C_2H_2 ہی ایک ایسا ہائیڈروکاربن ہے جس میں اس طرح کے خواص پائے جاتے ہیں ۔ وہ نقرئی اور کیوپرس مرکبات کے ساتھ تعامل کرکے ایسیٹلائیڈز یا کاربائیڈز پیدا کرتی ہے ۔

میتھین کے مانند سلین بھی کلورین کے ساتھ تبدل پذیر ہے ۔ اور اگر اینٹیمنی پنٹا کلورائیڈ لونجن بر کے طور پر استعمال کیا جائے تو سلیکو کلوروفارم $SiHCl_3$ بنتا ہے ۔

دوسرے ہائیڈرائیڈز

کاربن کے اور بھی بہت سے ہائیڈرائیڈز ہیں جو سب ہائیڈروکاربنز کہلاتے ہیں ۔ عام طور پر ان کا نامیاتی کیمیا میں ذکر کیا جاتا ہے ۔

سلیکان بھی مزید ہائیڈرائیڈز یا سیلینیز (silanes) پیدا کرتی ہے۔ Si_2H_6 ، Si_3H_8 اور Si_4H_{10} خالص تیار کیے جا چکے ہیں اور شائد Si_5H_{12} اور Si_6H_{14} بھی حاصل ہو چکے ہیں[1]۔

ڈائی سیلین، Si_2H_6 ، ۔۱۳۲ء۵° پر پگلتی اور ۔۱۵° پر جوش کھاتی ہے۔ ٹرائی سیلین Si_3H_8 ۔۱۱۷° پر پگلتی اور ۵۳° پر جوش کھاتی ہے۔ ٹٹرا سلین Si_4H_{10} ۔۹۳ء۵° پر پگلتی اور ۸۰ ۔ ۹۰° پر جوش کھاتی ہے۔

سلیکو ایسیٹلین، $(Si_2H_2)_n$ ، قیام پذیر ٹھوس شے ہے۔

ہیلائیڈز MX_4

صنف MX_4 اس گروہ کے لیے مخصوص ہے۔ فلورائیڈز، کلورائیڈز، برومائیڈز، آیوڈائیڈز اور مخلوط ہیلائیڈز دریافت ہو چکے ہیں۔ فلورائیڈز اور کلورائیڈز مقابلے کے لیے بہترین مواد مہیا کرتے ہیں۔

فلورائیڈز

PbF_4	SnF_4	GeF_4	SiF_4	CF_4
زرد سفوف	طیران پذیر قلمیں	ٹھوس $+3H_2O$	گیس	گیس

کلورائیڈز

$PbCl_4$	$SnCl_4$	$GeCl_4$	$SiCl_4$	CCl_4
مائع	مائع	مائع	مائع	مائع
حرارت سے تحلیل ہوتا ہے۔	ن۔ج ۱۱۳ء۹°	ن۔ج ۸۶°	ن۔ج ۵۶ء۹°	ن۔ج ۷۶°

[1] Stock and his collaborators, Ber , 1916 49, 102, 111; 1917, 50, 1739 1754, 1764; 1918, 51, 989.

ٹڑا فلورائیڈز عناصر کے براہِ راست اتحاد سے بن سکتے ہیں۔ کاربن ٹڑا فلورائیڈ ہی صرف کاربن کا ایسا ہیلائیڈ ہے جو براہِ راست بنایا جا سکتا ہے۔ لیکن عام طور پر وہ ڈائی آکسائیڈز پر ہائیڈروفلورک تُرشے کے عمل سے جو CaF_2 اور H_2SO_4 سے حاصل ہوتا ہے تیار کئے جاتے ہیں۔ مثلاً

$$SiO_2+4HF=SiF_4+2H_2O$$

یا ہائیڈروفلورک تُرشے کو متناظر قلوی نمکوں یعنی اسٹینیٹس اور پلمبیٹس کے ساتھ تعامل کا موقع دیا جاتا ہے۔ اس صورت میں دوہیلا قلوی فلورائیڈ بنتا ہے۔ مثلاً

$$K_2SnO_3+6HF=K_2SnF_6+3H_2O,$$

جس سے خود فلورائیڈز مرتکز سلفیورک تُرشے کے ذریعے سے جُدا کیے جاتے ہیں۔

پانی کے ساتھ سِلیکان ٹڑا فلورائیڈ کے تعامل سے ظاہر ہے کہ اس میں ہیلینہائیڈرائیڈ کی خاصیت موجود ہے، کیونکہ اس طرح سِلِسک اور ہائیڈروفلورک ترشہ پیدا ہوتا ہے،

$$SiF_4+3H_2O=OSi(OH)_2+4HF;$$

لیکن یہ ہائیڈروفلورک ترشہ سِلیکان ٹڑا فلورائیڈ کی مزید مقدار کے ساتھ مل کر قیام پذیر ہائیڈروفلوسِلِسک تُرشہ[1] بنا دیتا ہے:۔

$$2SiF_4+4HF=2H_2SiF_6,$$

مکمل تعامل یوں ہوتا ہے:۔

---

[1] بورون ٹرائی فلورائیڈ بھی (جو دیکھا جائے) اسی طرح سے HF کے ساتھ مل جاتا ہے۔

$$3SiF_4 + 3H_2O = 2H_2SiF_6 + H_2SiO_3.$$

ٹٹرا کلورائیڈز میں سے کاربن ٹٹرا کلورائیڈ راست استحاد سے حاصل نہیں ہوتا، بلکہ وہ میتھین یا کاربن بائی سلفائیڈ میں کلورین کے اِدخال سے آخری بدل حاصل کے طور پر بنتا ہے۔ لیکن باقی تمام عناصر کلورین سے براہِ راست مل جاتے ہیں اور اس طرح مرکبات $SiCl_4$ ، $GeCl_4$ اور $SnCl_4$ تیار کیے جاتے ہیں۔

کاربن اور سلیکان ڈائی آکسائیڈ کے گرم کیے ہوئے آمیزے پر کلورین کے عمل سے بھی سلیکان ٹٹرا کلورائیڈ حاصل ہوتا ہے۔

$$SiO_2 + 2C + 2Cl_2 = SiCl_4 + 2CO,$$

لیکن جرمینیئم اور ٹن ٹٹرا کلورائیڈز دھات اور مرکیورک کلورائیڈ کو باہم ملا کر کشید کرنے سے بنتے ہیں۔ ہائیڈروکلورک ترشے میں لیڈ ڈائی کلورائیڈ معلق رکھ کر کلورین گزارنے سے لیڈ ٹٹرا کلورائیڈ کا محلول بنتا ہے۔ اس محلول میں ایمونیم کلورائیڈ ملانے سے ایمونیئم پلمبی کلورائیڈ، $(NH_4)_2PbCl_6$ کا رسوب حاصل ہوتا ہے۔ اور جب یہ نمک سرد مرتکز سلفیورک ترشے سے تحلیل کیا جاتا ہے تو $PbCl_4$ ناقیام پذیر مائع کے طور پر جُدا ہوتا ہے۔

ٹٹرا کلورائیڈز کی امتیازی خصوصیت یہ ہے کہ وہ نمکوں کے بجائے زیادہ تر کلورا ینہائیڈرائیڈز ہیں۔ مثلاً وہ طیران پذیر مائعات ہیں، حالانکہ مثالی نمک مقابلۃً نا طیران پذیر ٹھوس ہوتے ہیں۔ سرد مرتکز سلفیورک ترشے کا اُن پر کچھ عمل نہیں ہوتا۔ اور گو وہ ایسے محللوں میں جن میں ہائیڈرا کسل موجود نہ ہو حل پذیر ہیں، تاہم پانی میں وہ بلا تغیر حل نہیں ہوتے، بلکہ پانی اور قلیاں ان کو تحلیل کر کے ترشئی ہائیڈرا کسائیڈز $M(OH)_4$ یا $OM(OH)_2$ یا اُن کے نمک پیدا کر دیتی ہیں۔

کاربن ٹٹرا کلورائیڈ کے خواص خلافِ معمول ہیں۔ ہائیڈرائیڈ کی طرح یہ مقابلۃً غیر عامل ہے۔ پانی میں نہ تو حل پذیر ہے اور نہ ہی پانی کا اس پر کچھ عمل

ہوتا ہے۔ لیکن پوٹاسیئم ہائیڈراکسائیڈ کے تادیر عمل کرنے سے کاربونیٹ اور کلورائیڈ بن جاتا ہے۔

$$CCl_4 + 6KOH = K_2CO_3 + 4KCl + 3H_2O,$$

اس تعامل سے کاربن ٹٹرا کلورائیڈ اور کاربانک تُرشے کے باہمی رشتے پر روشنی پڑتی ہے۔

سلیکان ٹٹرا کلورائیڈ کو پانی فی الفور تحلیل کر دیتا ہے، جس سے سلیسک اور ہائیڈرو کلورک تُرشہ بنتا ہے،

$$SiCl_4 + 3H_2O = OSi(OH)_2 + 4HCl.$$

مگر کلورائیڈز[1] $SnCl_4$ اور $PbCl_4$ قلمی آبید پیدا کر سکتے ہیں۔ قلعی کے آبیدہ کلورائیڈ میں پانی کے تین سے نو تک سالمے پائے جاتے ہیں۔ اگر ہائیڈرو کلورک ترشہ بہ افراط موجود ہو تو کلورائیڈز $SnCl_4$، $GeCl_4$ اور $PbCl_4$ آبی محلول میں معتدل طور پر قیام پذیر ہوتے ہیں۔ لیکن ہلکائے محلول میں اور ہائیڈرو کلورک تُرشہ زیادہ موجود نہ ہونے کی صورت میں، وہ سلیکان ٹٹرا کلورائیڈ کی طرح تحلیل ہوتے ہیں۔

نہ صرف گروہ چہارم ب کے عناصر بلکہ چہارم ا کے عناصر کی صورت میں بھی صنف R_2MX_6 کے متعدد دوئیلے ہیلائیڈز[2] معلوم کیے گئے ہیں، جو H_2MX_6 تُرشوں سے مشتق ہیں۔ ان میں سے بعض کا اوپر ذکر آیا ہے۔ گو کلورائیڈز اور برومائیڈز بھی وجود پذیر ہیں لیکن ان دوئیلے ہیلائیڈز میں سے زیادہ معروف فلورائیڈز ہیں۔ آیوڈائیڈز کا وجود نہیں ہے۔ اپنے ہیلائیڈز کی غیر عاملیت کی وجہ سے کاربن اس قسم کے مرکبات[3] پیدا نہیں کرتی، اور سلیکان صرف فلورائیڈز پیدا کرتی ہے۔ یعنی H_2SiF_6 اور اس کے نمک۔ قلعی، سیسا اور ان کے ساتھ ہی تھوریم بھی، جو اس گروہ کے سب سے زیادہ دھاتی عناصر ہیں، دوئیلے کلورائیڈز پیدا کرتے ہیں جو زیادہ ادھاتی عناصر کی صورت میں پیدا نہیں ہوتے۔

---

[1] نوٹ ۲۸۔ صفحہ ۴۲۲ [2] نوٹ ۲۹۔ صفحہ ۴۲۶ [3] نوٹ ۳۰۔ صفحہ ۴۲۶

آکسی کلورائیڈز

جس طرح صنف MCl_4 کے کلورائیڈز یا کلورا ینہائیڈرائیڈز، آرتھو ترشوں $M(OH)_4$ کے کلورائیڈز ہیں، اسی طرح صنف $MOCl_2$ کے آکسی کلورائیڈز، میٹا ترشوں $MO(OH)_2$ کے کلورائیڈز ہیں۔

کاربانل کلورائیڈ، $COCl_2$، جو فاسجین گیس کے نام سے مشہور ہے، روشنی اور عاملوں کے زیر اثر کاربن مانا کسائیڈ اور کلورین کے اتحاد سے پیدا ہوتا ہے۔ یہ ۸° پر جوش کھاتا اور ترشئی کلورائیڈز کے مانند پانی سے CO_2 اور HCl میں تحلیل ہوتا ہے۔ امونیا کے ساتھ مل کر کارب امائیڈ یا یوریا $CO(NH_2)_2$ پیدا کرتا ہے۔

اس کا مماثل سلیسل کلورائیڈ وجود پذیر نہیں۔ البتہ Si_2OCl_6 جو بلند تپش پر $SiCl_4$ کی کچھ کلورین کے بجائے آکسیجن کے ادخال سے بنتا ہے وجود پذیر ہے۔ یہ دخان خیز مائع ہے، ۱۳۷° پر جوش کھاتا ہے اور آسانی سے سلسک اور ہائیڈروکلورک ترشے میں تحلیل ہوتا ہے۔

$GeOCl_2$ جرمینیئم کلوروفارم $GeHCl_3$ کی تکسید سے حاصل ہوتا ہے۔ $SnOCl_2$ اسٹینس کلورائیڈ $SnCl_2$ کی تکسید سے تیار کیا جاتا ہے۔ $PbOCl_2$ کا وجود نہیں ہے۔

صنف MHX_3 کے مشتقات

ہائیڈرائیڈز CH_4، SiH_4 اور GeH_4 کے ترلوجنی مشتقات سب ایک دوسرے کے مماثل ہیں۔ چونکہ $CHCl_3$ جو آرتھو فارمک ترشے $CH(OH)_3$ کا کلورا ینہائیڈرائیڈ ہے کلوروفارم کہلاتا ہے، اس لیے نہ صرف سلیکان اور جرمینیئم کے متناظر مرکبات بلکہ برومینی اور آیوڈینی مشتقات بھی اسی

قسم کے ناموں سے موسوم کیے جاتے ہیں۔ صنف MHX_3 کے حسب ذیل مرکبات وجود پذیر ہیں[1]۔ سیلیکان اور جرمینیئم کی صورت میں وہ ان عناصر کو گیسی ہائیڈروجن ہیلائیڈ کی رَو میں گرم کرنے سے حاصل ہوتے ہیں۔

	C	Si	Ge
$MHCl_3$	کلوروفارم $CHCl_3$ ن-ج ۶۱°	سلیکوکلوروفارم $SiHCl_3$ ن-ج ۳۳°	جرمینیئم کلوروفارم $GeHCl_3$ ن-ج ۷۲°
$MHBr_3$	بروموفارم $CHBr_3$ ن-ج ۱۵۱°	سلیکوبروموفارم $SiHBr_3$ ن-ج ۱۰۹-۱۱۱°	؟
MHI_3	آیوڈوفارم CHI_3 پ ۱۱۹°	سلیکوآیوڈوفارم $SiHI_3$ ن-ج ۱۰۶°/۱۲ مم	؟

تم یہ دیکھو گے کہ ٹٹرا ہیلائیڈز کی طرح ان مرکبات کی صورت میں بھی سیلیکان کے مرکبات کے نقاطِ جوش کاربن کے متناظر مرکبات سے پست تر ہیں۔ لیکن جرمینیئم کی صورت میں جیسا کہ اس کے کلوروفارم سے ظاہر ہے مرکبات کے نقاطِ جوش پھر بلند ہو جاتے ہیں۔

جس طرح $CHCl_3$ فرضی آرتھوفارمک ترشے کا متناظر مرکب ہے، اور سوڈیم الکوہلیٹس کے عمل سے اس کے مشتقات میں یوں تبدیل کیا جا سکتا ہے:

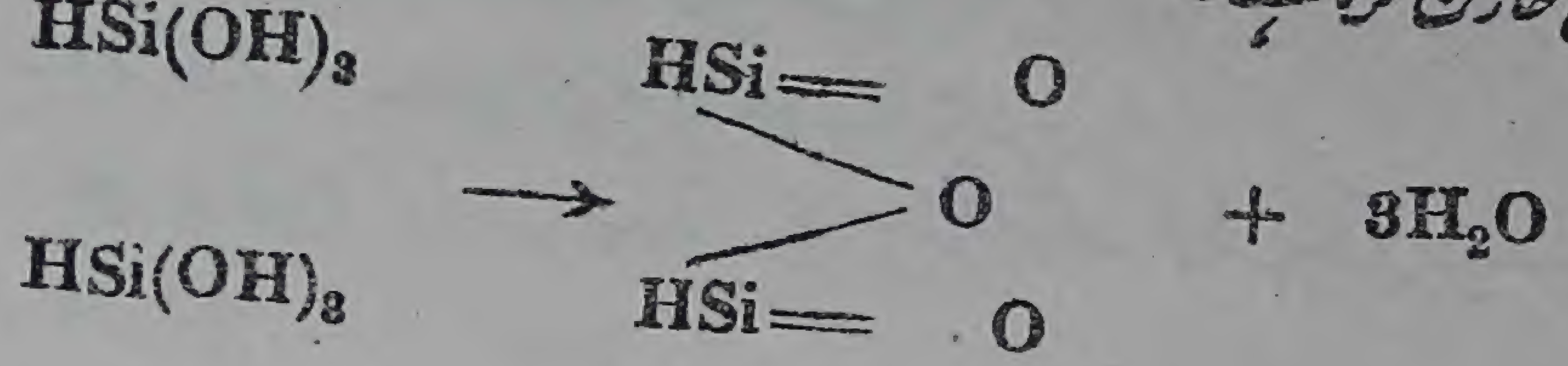
$$CHCl_3 + 3NaOC_2H_5 = CH(OC_2H_5)_3 + 3NaCl;$$

اُسی طرح سیلیکوکلوروفارم $SiHCl_3$ بھی $SiH(OH)_3$ اور اس کے ایلکل مرکبات کا

---

[1] اسی طرح سے سیلیکوفلوروفارم، $SiHF_3$، بھی ایک بے رنگ گیس کی شکل میں وجود پذیر ہے اور -۸۰° پر جمتا ہے۔

متناظر ہے۔ چنانچہ سوڈیم استعمال کرنے کے بغیر خود الکوحل ہی اس پر عمل کرکے ایتھل آرتھو سلیکو فارمیٹ $SiH(OC_2H_5)_3$ پیدا کردیتا ہے۔ اس سے ظاہر ہے کہ جیسے $SiCl_4$ میں CCl_4 سے زیادہ متعاملیت موجود ہے، بالکل اسی طرح $SiHCl_3$ میں بھی $CHCl_3$ سے زیادہ متعاملیت پائی جاتی ہے۔ پانی جو کلوروفارم کو تحلیل نہیں کرسکتا، سلیکو کلوروفارم کو آہستہ آہستہ آب پاشیدہ کرتا ہے، جس سے **لیوکون** (leucone) یا آرتھو سلیکو فارمک ترشہ $SiH(OH_3)$ بن جاتا ہے۔ کاربن کا متناظر مرکب وجود پذیر نہیں ہے۔ لیکن لیوکون بہت ناقیام پذیر ہے۔ آسانی سے تحلیل ہوکر پانی خارج کرتا ہے۔



حاصل سلیکو فارمک اینہائیڈرائیڈ کہلاتا ہے۔ لیکن یہ ایک تعدیلی مرکب ہے۔ اور گرم کرنے پر سلیکان ہائیڈروجن اور سلیکان ڈائی آکسائیڈ میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ مگر اس تعامل سے پہلے غالباً SiH_4 پیدا ہوتا ہے:-

$$2H_2Si_2O_3 = SiH_4 + 3SiO_2$$

بعد ازاں ہائیڈرائیڈ یوں تحلیل ہوتا ہے۔

$$SiH_4 = Si + 2H_2$$

سلیکان کے اعلیٰ ترکلورائیڈز

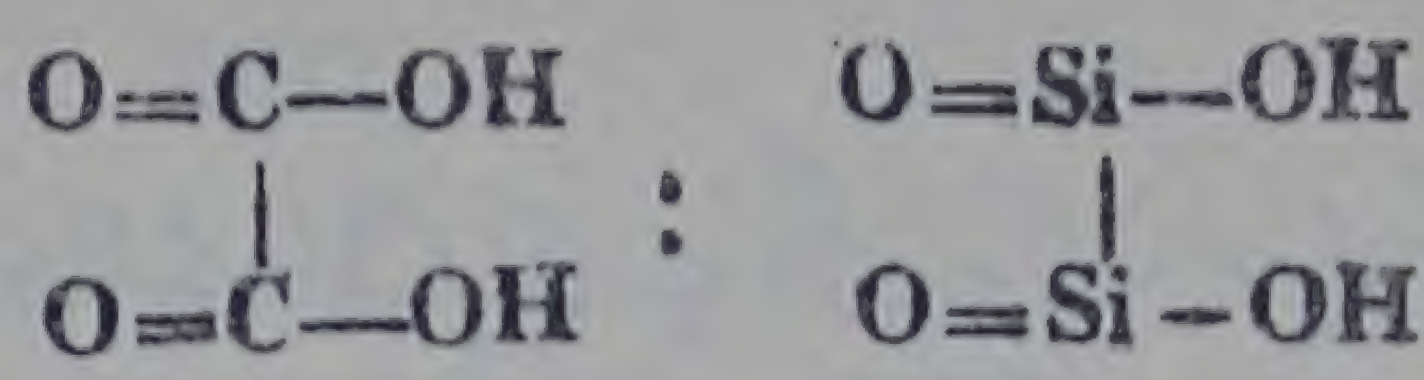
کاربن اور سلیکان کا مقابلہ کرتے وقت یہ بتایا گیا تھا کہ صنف Si_nH_{2n+2} کی سلینز (Silanes) وجود پذیر ہیں جو پیرافن ہائیڈروکاربنز کی متناظر ہیں۔

ان میں n کی قیمت ۱، ۲، ۳، ۴، ۵ یا ۶ ہوسکتی ہے - اسی قسم کا کلورائیڈز کا ایک سلسلہ بھی وجود پذیر ہے[۱] :-

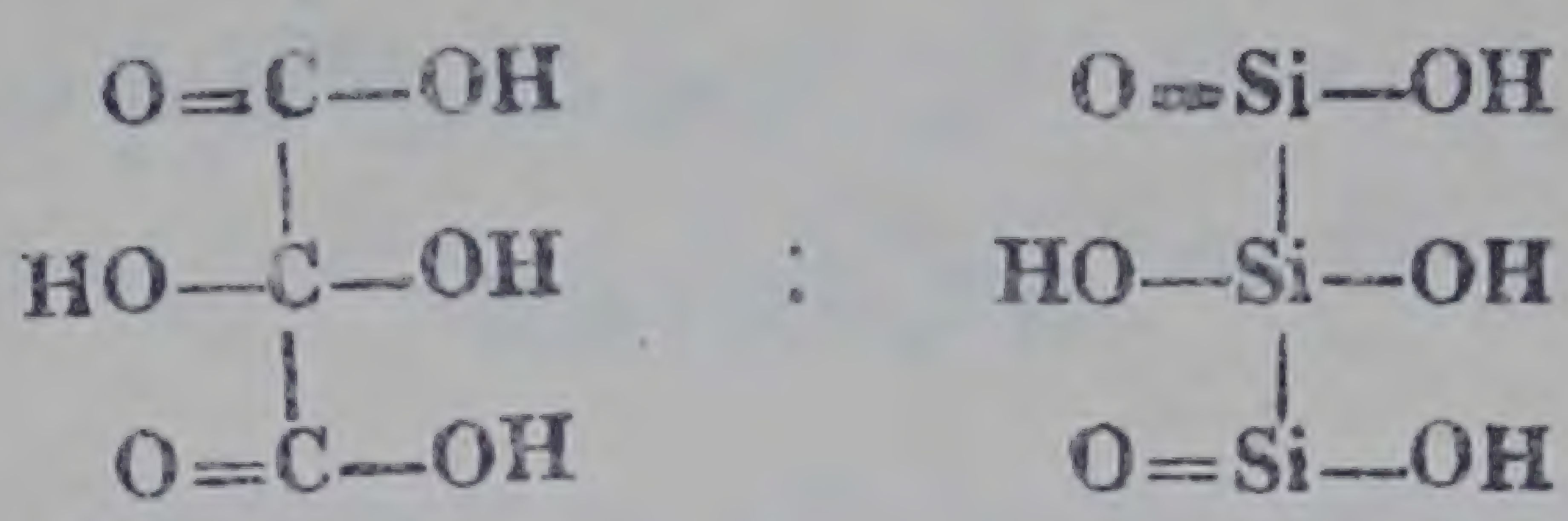
Si_6Cl_{14}	Si_5Cl_{12}	Si_4Cl_{10}	Si_3Cl_8	Si_2Cl_6	$SiCl_4$
ٹھوس ن-پ ۲۰۰°	ن-ج ۱۹۰° (۱۵ مم)	ن-ج ۱۴۹-۱۵۱° (۱۵ مم)	ن-ج ۲۱۵-۲۱۸°	ن-ج ۱۴۶-۱۴۸°	ن-ج ۵۶ء۹°

جب ۱۸۰° سے ۲۰۰° تک گرم کیے ہوئے ۵۰ فی صدی فیروسلیکان پر سے کلورین کی رو گزاری جاتی ہے تو $SiCl_4$ کے علاوہ اعلیٰ تر کلورائیڈز بھی حاصل ہوتے ہیں - مارٹن[۲] کا قول ہے کہ سلیکان کے جوہروں کے کلورینیشن سے پیچیدہ تر مرکبات پیدا ہوتے ہیں اور ان کے شقاق سے پھر علی الترتیب سادہ تر مرکبات بنتے ہیں -

پانی Si_2Cl_6 کو آب پاشیدہ کرکے سلیکو آکسیلک ترشہ پیدا کر دیتا ہے جو آکسیلک ترشے کے مماثل ہے :-



ان حالات میں Si_3Cl_8 سے سلیکو میس آکسیلک (Silicomesoxalic) ترشہ بنتا ہے :-



میس آکسیلک ترشہ سلیکو میس آکسیلک ترشہ

[۱] Besson and Fournier, Compt. rend ; 1909 148, 839; 149, 34; 1910, 151, 1055.

[۲] Martin; Chem. Soc. Trans. (1914), 105, 2836.

ہیلائیڈز MX_2

صنف MX_2 کے ہیلائیڈز[1] کاربن اور سیلیکان کی صورت میں نہیں پائے جاتے، لیکن جرمینیم، قلعی اور سیسے کی صورت میں وہ وجود پذیر ہیں۔ جرمینیس ہیلائیڈز میں نمکوں کے خواص نہیں پائے جاتے، لیکن اسٹینس اور سیسے کے ہیلائیڈز اہم مرکبات ہیں اور ان میں نمکوں کے خواص واضح طور پر پائے جاتے ہیں۔ وہ انہیں قاعدوں سے تیار کیے جاتے ہیں جو عام طور پر نمکوں کی تیاری میں مستعمل ہیں مثلاً قلعی کی صورت میں وہ دھات پر نوشادری ترشے کے عمل سے نیز قلعی اور سیسے کی صورت میں ماناکسائیڈز پر لونجی ترشے کے عمل سے، اور سیسے کی صورت میں ترسیب سے تیار کیے جاتے ہیں کیونکہ سیسے کے ہیلائیڈز پانی میں محض خفیف سے حل پذیر ہیں۔

کلورایہا ئیڈرائیڈز کے خواص جرمینس کلورائیڈ میں بہت زیادہ اور اسٹینس کلورائیڈ میں خفیف سے پائے جاتے ہیں، لیکن لیڈ کلورائیڈ ان خواص کا بالکل اظہار نہیں کرتا۔ مثلاً اسٹینس کلورائیڈ ایتھر میں کسی قدر حل پذیر مگر لیڈ کلورائیڈ ناحل پذیر ہے۔ اور اسٹینس کلورائیڈ، لیڈ کلورائیڈ سے پست تر تپش پر پگلتا ہے۔ علاوہ ازیں پانی کی افراط سے اسٹینس کلورائیڈ تعامل ذیل کے مطابق تحلیل ہوتا ہے

$$SnCl_2+H_2O=Sn(OH)Cl+HCl_3$$

لیکن لیڈ کلورائیڈ اس طرح تحلیل نہیں ہوتا، گو PbO کے ساتھ مل کر وہ اساسی نمک ضرور پیدا کرتا ہے۔ یہ دونوں کلورائیڈز قلوی کلورائیڈز کے ساتھ مل کر دوہیلے کلورائیڈز پیدا کرتے ہیں جن میں سے زیادہ اہم صنف H_2MCl_4 ترشے کے متناظر ہیں۔ ہائیڈروکلورک

[1] نوٹ ۱۳۱ - صفحہ ۶۴۳

ترشے کے اندر اسٹینس کلورائیڈ کے تیار کردہ محلول میں ترشہ H_2SnCl_4 نیز $HSnCl_3$ غالباً موجود ہوتا ہے۔ سرد پانی میں لیڈ کلورائیڈ، برومائیڈ اور آیوڈائیڈ کی حل پذیری ترتیب وار بڑھتی جاتی ہے۔ اور اس بات میں وہ مرکیورک اور نقرئی ہیلائیڈز کے مانند ہیں۔ تاہم گرم پانی میں وہ بہ آسانی حل پذیر ہیں۔ اس بات میں وہ نقرئی ہیلائیڈز اور مرکیورک آیوڈائیڈ سے مختلف ہیں۔

MO_2 صنف کے آکسائیڈز

اس صنف کے آکسائیڈز جن میں گروہ کے لحاظ سے اعظم آکسیجنی گرفت کا اظہار ہوتا ہے، ہر عنصر کی صورت میں وجود پذیر ہیں۔ CO_2 ؛ SiO_2 ، GeO_2 اور SnO_2 آکسیجن کے ساتھ عناصر کے براہِ راست اتحاد سے حاصل ہوتے ہیں۔ GeO_2 اور SnO_2 دھات پر نائیٹرک ترشے کے عمل سے بھی بن سکتے ہیں۔ CO_2 ، SiO_2 اور SnO_2 قدرتی طور پر آزادانہ پائے جاتے ہیں۔ CO_2 اور SiO_2 مرکبات کی شکل میں بھی کاربونیٹس اور سلیکیٹس کے طور پر پائے جاتے ہیں۔ PbO_2. سیسے کا سب سے زیادہ قیام پذیر آکسائیڈ نہیں ہے۔ چنانچہ یہ دھات کے جلنے سے حاصل نہیں ہوتا بلکہ مانو آکسائیڈ کی تکسید سے تیار کیا جاتا ہے۔ مثلاً ہائیپوکلورائیٹ کے محلول کے ذریعے سے:۔

$$PbO+NaOCl=PbO_2+NaCl$$

گرم کرنے پر یہ پھر مانو آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

اِن آکسائیڈز کے طبیعی خواص کے مقابلے سے ان میں بہت زیادہ فرق نظر آتا ہے۔ ایک طرف تو گیسی کاربن ڈائی آکسائیڈ ہے اور دوسری طرف ٹھوس سلیکا جو نقلمی اور دو قلمی شکلوں (گار اور ٹرائیڈیمائیٹ[1]) میں وجود پذیر ہے اور اس کے ساتھ ہی جرمینیم، قلعی، اور سیسے کے ٹھوس ڈائی آکسائیڈز ہیں۔ سلیکا

---

[1] Tridymite

بہت بلند تپش پر پگھلتا ہے، تاہم یہ برقی بھٹی میں پگھلایا اور بخارات نمک میں تبدیل کیا جاسکتا ہے۔ پگھلے ہوئے سلیکا سے شیشے کی طرح نلیاں یا صراحیاں بنائی جاسکتی ہیں جو بہت کارآمد ہوتی ہیں۔ چونکہ سلیکا کے پھیلاؤ کی شرح بہت کم ہے اس لیے تپش کے دفعۃً تبدیل ہونے سے یہ ٹوٹنے نہیں پاتیں۔

چونکہ سلیکان کے کلورائیڈز کاربن کے متناظر مرکبات سے بہت زیادہ طیران پذیر ہیں، اس لیے CO_2 اور SiO_2 کے خواص میں جو بہت کچھ فرق پایا جاتا ہے، اس کا باعث SiO_2 کا تضاعف قرار دیا جاسکتا ہے، کیونکہ یہ معلوم ہوچکا ہے کہ اس میں ایک قلمی اکائی پائی جاتی ہے جو $(SiO_2)_3$ سالمات پر مشتمل ہوتی ہے۔

یہ تمام آکسائیڈز ترشئی ہیں۔ ان سے صنف $M(OH)_4$ یا $MO(OH)_2$ کے کمزور ترشے پیدا ہوتے ہیں۔ لیکن لیڈ ڈائی آکسائیڈ ایک اساسی پر آکسائیڈ بھی قرار دیا جاسکتا ہے، کیونکہ گو قلوی ہائیڈر اکسائیڈز کے عمل سے K_2PbO_3 جیسے پلمبیٹس بنتے ہیں، تاہم ترشوں کے عمل سے اساسی آکسائیڈ PbO کے متناظر نمک حاصل ہوتے ہیں اور آکسیجن یا اس کی معادل دوسری شے آزاد ہوتی ہے۔ اس بات میں سیسا اپنے سلسلے کے پڑوسی بسمتھ کے مانند ہے، جس کا پنٹاکسائیڈ نہ صرف اساسی پر آکسائیڈ بلکہ کمزور ترشئی آکسائیڈ کے خواص کا بھی اظہار کرتا ہے۔ تاہم پلمبک نمک $Pb(C_2H_3O_2)_4$ اور $Pb(SO_4)_2$ وجود پذیر ہیں۔

آرتھو ترشے

آرتھو سلسک ترشہ H_4SiO_4 آرتھو ترشوں میں سے $M(OH)_4$ محلول میں وجود پذیر ہوسکتا ہے، اور اسٹنک کلورائیڈ کے محلول میں قلوی ہائیڈر اکسائیڈ ملانے یا جوش دے کر امونیم اسٹینیٹ کو آب پاشیدہ کرنے سے **آرتھو اسٹینک ترشے** H_4SnO_4 کا رسوب تیار کیا جاسکتا ہے۔ دوسرے آرتھو ترشے وجود پذیر نہیں ہیں۔ نامیاتی آرتھو کاربونیٹس کی مثال $C(OC_2H_5)_4$ ہے اور آرتھو سلیکیٹس کی مثالیں $Si(OC_2H_5)_4$ اور معدنیات آلیوین[1] Mg_2SiO_4 اور زرکان[2] $ZrSiO_4$ ہیں۔

[1] Olivine   [2] Zircon

سیندور Pb_3O_4 (Pb_2PbO_4) بھی اسی صنف میں شامل کیا جاسکتا ہے کیونکہ اس پر نائیٹرک ترشے کے عمل سے PbO_2 جدا ہوتا ہے۔ کیلسیئم، کوبالٹ اور نکل کے آرتھواسٹینیٹ متناظر آکسائیڈز کے آمیزوں کو گرم کر کے تیار کیے گئے ہیں۔ کیلسیئم آرتھوپلمبیٹ Ca_2PbO_4 قلمی شکل میں پایا جاتا ہے۔

میٹا ترشے

صنف $MO(OH)_2$ کا ایک نمایندہ کاربانک ترشہ H_2CO_3 ہے، جو ہلکائے آبی محلول کی شکل میں وجود پذیر ہے۔ دوسرا میٹا سلسِک ترشہ، H_2SiO_3 ہے۔ قلوی سلیکیٹ کے طاقتور محلول میں ترشہ ملانے سے "سریشی سلیکا" کا جو رسوب بنتا ہے، ہوا میں خشک کرنے پر اس کی ترکیب تقریباً یہی ہوتی ہے۔ ان کے علاوہ α اسٹینِک ترشہ H_2SnO_3 ہے جس کا بہتر نام α میٹا اسٹینِک ترشہ ہوسکتا ہے۔ وہ بھی میٹا سلسِک ترشے کی طرح اسٹینیٹ پر ترشے کے عمل سے، یا کیلسیئم کاربونیٹ کی موجودگی میں اسٹینک کلورائیڈ کے پانی سے تحلیل ہونے پر حاصل ہوتا ہے۔ سب سے آخر میں H_2PbO_3 ہے جو سیسے کے نمک کے قلوی محلول کی آب پاشیدگی سے مثبت برقیرے پر تہ نشین ہوتا ہے۔

$MO(OH)_2$ میٹا ترشوں کے نمکوں میں سے کاربونیٹس جو درحقیقت میٹا کاربونیٹس ہیں سب سے زیادہ مشہور ہیں۔ قلوی میٹا سلیکیٹس میں سے Na_2SiO_3 ۲، ۶ اور ۹ سالمات آب کے ساتھ قلمی شکل میں تیار کیا گیا ہے۔ سوڈیم کاربونیٹ میں سلیکا کے دو سے تین تک معادل ملا کر پگلانے سے "حل پذیر شیشہ" بن جاتا ہے جو ٹھوس یا لسونتی محلول کی شکل میں تیار کیا جاسکتا ہے۔ ولیسٹناٹیٹ[۱] $CaSiO_3$ ایک ایسا قلمی میٹا سلیکیٹ ہے جو قدرتی طور پر پایا جاتا ہے۔ میٹا اسٹینیٹس یا α اسٹینیٹس K_2SnO_3 اور Na_2SnO_3 قلوی ہائیڈرآکسائیڈ میں آبیدہ ڈائی آکسائیڈ کے محلول کو

---

۱ Wollastonite

تبخیر کرنے پر واضح قلموں کی شکل میں حاصل ہوتے ہیں اور ان میں تین سالمات آب پائے جاتے ہیں ۔ پوٹاسیئم میٹا پلمبیٹ $K_2PbO_3,3H_2O$ یا $K_2Pb(OH)_6$ ایک قلمی نمک ہے ۔ Pb_2O_3 لیڈ میٹا پلمبیٹ ہے اور $PbPbO_3$ قرار دیا جاسکتا ہے ۔ ان میں سے ہر مرکب پر ترشے کے عمل سے لیڈ ڈائی آکسائیڈ جدا ہوتا ہے ۔ پانی یا ہلکا کرے معدنی ترشے ان ترشوں کے نمکوں کو بہ آسانی آب پاشیدہ کر دیتے ہیں کیونکہ یہ ترشے بہت کمزور ہیں ۔ آب پاشیدگی سے جب ترشے آزاد ہوتے ہیں تو وہ بہ آسانی اپنے نابید اور پانی میں تحلیل ہو جاتے ہیں جیسا کہ کاربانک ترشے کی صورت میں ہوتا ہے ۔ یا ان کی تحلیل سے جزوی آبیدہ اشیا یا نابیدگی کے پیچیدہ حاصل بن جاتے ہیں ۔

سلیسک ترشہ اس قدر کمزور ہے کہ اس کا امونیم نمک متناظر اسٹینیٹ کے مانند پانی سے آب پاشیدہ ہو جاتا ہے چنانچہ جب کسی سلیکیٹ کے محلول میں امونیم کاربونیٹ یا کوئی اور امونیم نمک ملایا جاتا ہے تو اسی وجہ سے سریشی سلیکا جدا ہوتا ہے ۔ مثلاً

$$Na_2SiO_3 + (NH_4)_2CO_3 = Na_2CO_3 + 2NH_3 + H_2SiO_3.$$

یہ نہیں کہا جاسکتا کہ H_4SiO_4 اور H_2SiO_3 ضابطوں کے معین مرکبات وجود پذیر ہیں ۔ $mSiO_2,2nH_2O$ اور $mSiO_2,nH_2O$ ضابطے جن میں m اور n تقریباً مساوی ہیں حقائق کو زیادہ صحیح طور پر تعبیر کرتے ہیں ۔ اور واقعہ یہ ہے کہ سلیکا کے معین آبیدوں کا وجود بہت کچھ مشتبہ ہے ۔

سریشی سلیکا جب بالتدریج گرم کیا جاتا ہے تو اس میں سے پانی نکلتا اور یہ کم حل پذیر بن جاتا ہے ۔ تاآنکہ بھوننے پر " ناحل پذیر سلیکا " کے پیچیدہ سالمات پیدا ہو جاتے ہیں ۔

سوڈیئم سلیکیٹ کے ہلکائے محلول میں ترشہ ملانے سے کوئی رسوب نہیں بنتا ۔ سلیسک ترشہ لسونتی محلول کی شکل اختیار کر لیتا ہے ۔ اس لحاظ سے ہلکائے محلول اور زیادہ مرتکز محلول کے طرز عمل کا فرق صرف ارتکاز ہی پر مبنی نہیں بلکہ لسونتی پنلسیم کی حالت میں آبیدہ سلیکا کے وجود پر بھی مبنی ہے ۔ یہ حالت محلول کی

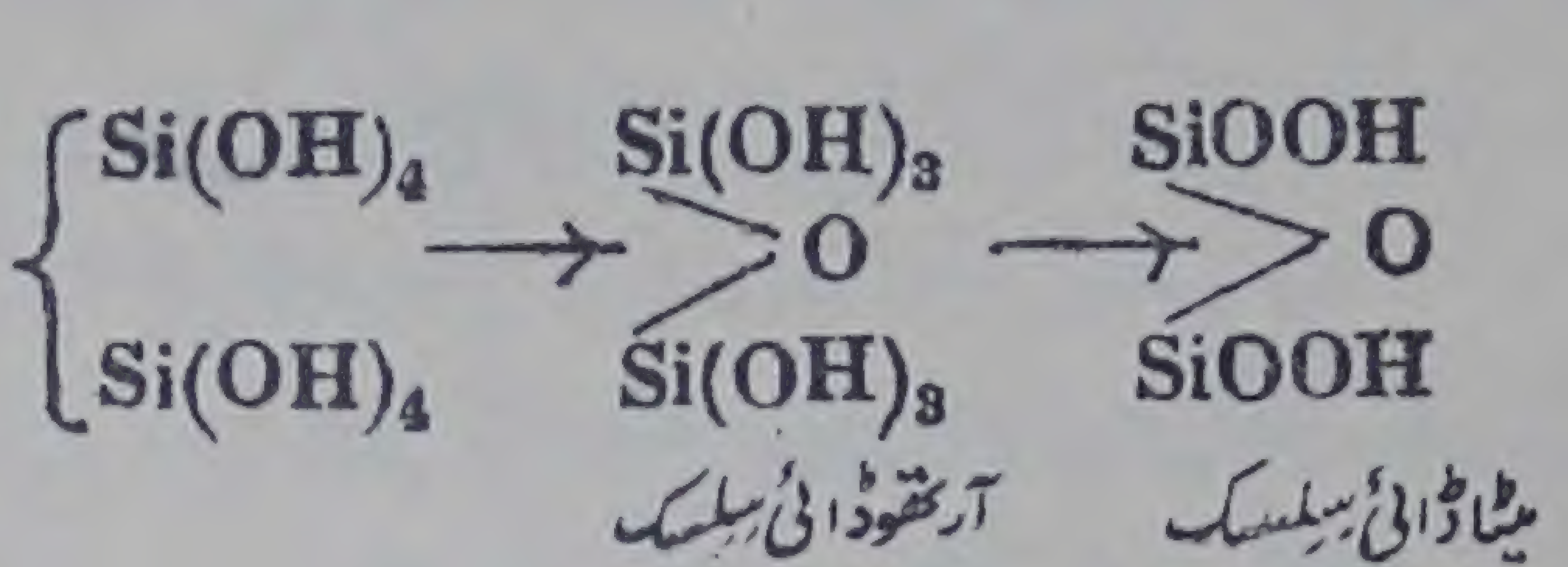
رق پاشیدگی پر بھی قائم رہتی ہے اور اس طرح سے مرتکز پلسم بن جاتا ہے۔ لیکن یہ حقیقی محلول نہیں ہوتا بلکہ ورا خردبینی ذرات کی تعلیق پر مشتمل ہوتا ہے۔ حاملانہ عمل سے یہ پلسم متناظر آبسرش میں تبدیل ہو جاتا ہے جو اسی شے کی ایک جداگانہ شکل ہے۔

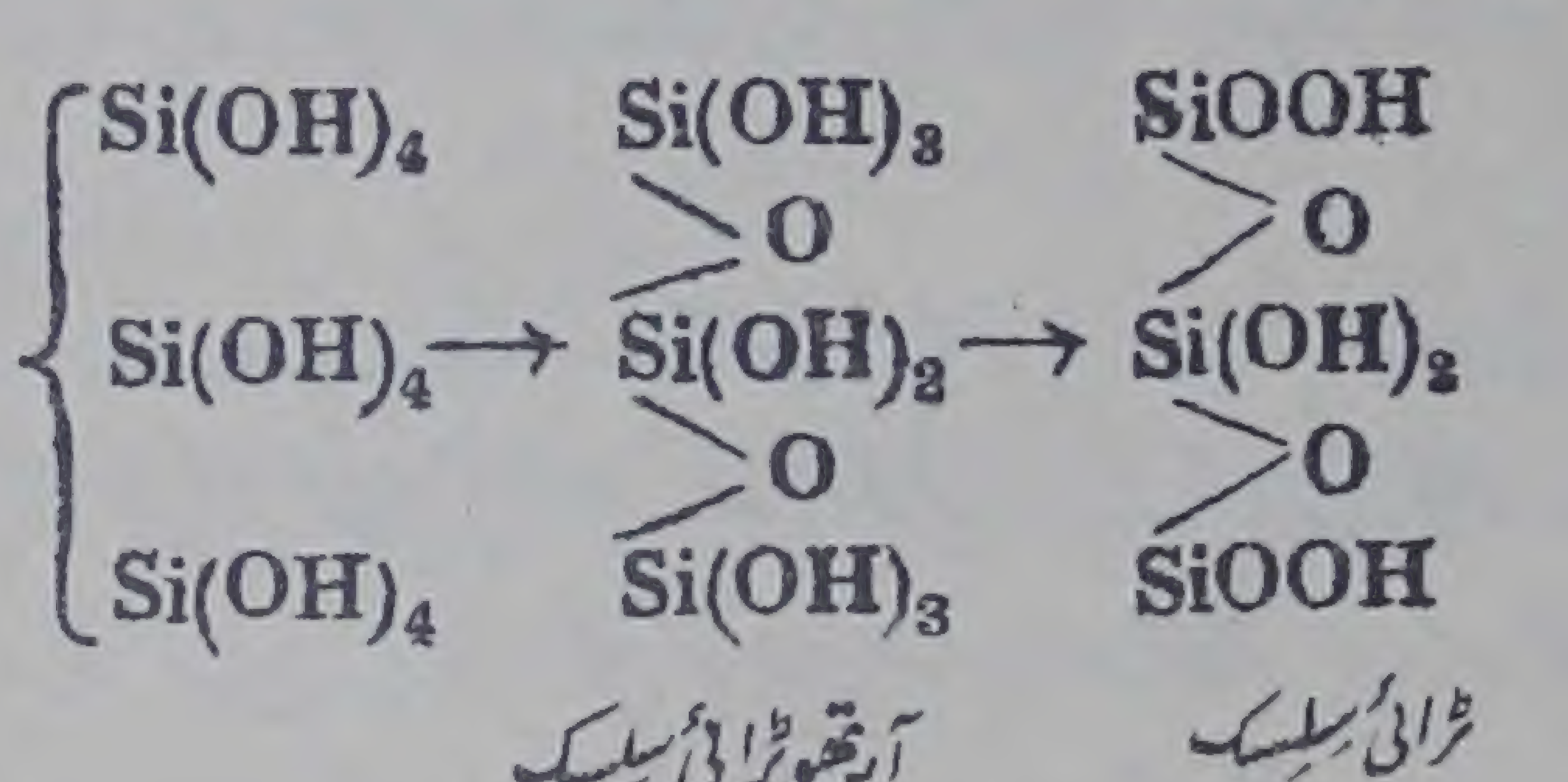
کمزور ترشہ ہونے کی وجہ سے سلسک ترشہ بہت پیچیدہ ساخت کے نمک بھی پیدا کرتا ہے۔ چنانچہ دھاتی سلیکیٹس کے متعدد اصناف ہیں۔ دوسرے کمزور ترشوں مثلاً بورک، ٹنگسٹک، مالبڈک اور کرومک ترشوں میں بھی یہی رجحان پایا جاتا ہے۔

اکثر دھاتی سلیکیٹس ایسی قسموں سے تعلق رکھتے ہیں جو حسب ذیل سلسک ترشوں کی متناظر ہیں :- آرتھو سلسک ترشہ H_4SiO_4 میٹا سلسک ترشہ H_2SiO_3 ڈائی سلسک ترشہ $H_2Si_2O_5$ اور ٹرائی سلسک ترشہ $H_4Si_3O_8$-
ان کے علاوہ اساسی سلیکیٹس بھی ہیں جو آرتھو اور میٹا سلسک ترشوں سے مشتق ہیں۔

مختلف سلسک ترشے، آرتھو سلسک ترشے کے ایک یا ایک سے زیادہ سالمات کی نابیدگی سے حاصل تصور کیے جا سکتے ہیں۔ مثلاً

$$\underset{\text{آرتھو سلسک}}{Si(OH)_4} \longrightarrow \underset{\text{میٹا سلسک}}{SiO(OH)_2}$$





آرتھوسلسک جماعت کی بعض مثالیں یہ ہیں :-

آلیوین $Mg_2 SiO_4$، زرکان $Zr SiO_4$، گارنٹ[1] $Ca_3 Al_2 (SiO_4)_3$

میٹا سلسک جماعت کی مثالیں

ویسٹنائیٹ $Ca SiO_2$، آجائیٹ[2] $Ca Mg (SiO_3)_2$، طلق[3] $H_2Mg_3 (SiO_3)_4$،

زمرد $Be_3 Al_2 (SiO_3)_6$

ٹرائی سلسک جماعت کی مثال

فیل اسپار[4] $(KNa) Al Si_3 O_8$

اور اساسی سلیکیٹس کی مثال

اینڈیلیوسائیٹ[5] $Al (Al O) SiO_4$ ہے۔

ان کے علاوہ بہت سے آبیدہ سلیکیٹس بھی ہیں جن میں سے قلماؤ کا پانی بہ آسانی خارج ہوسکتا ہے اور جو عام طور پر ہائیڈروکلورک ترشے سے متاثر ہوسکتے ہیں۔ ان کی مثال سرپنٹائین[6] $H_4 Mg_3 Si_2 O_9$ یا $Mg_3 Si_2 O_7 2H_2O$ ہے۔

قدرتی سلیکیٹس کی جماعت بندی اور اُن کی ساخت کو ترسیمی ضابطوں سے تعبیر کرنے کی بہت کوشش کی گئی ہے۔ ان قدرتی مرکبات کے متعلق ایک غور طلب امر یہ ہے کہ ان میں اکثر ایلومینا اور سلیکا ایک طاقتور اساس کے ساتھ ملا ہوا پایا جاتا ہے۔ اب سوال یہ ہے کہ آیا ایلومینا کی حیثیت ان میں اساسی ہے یا ترشئی۔ چونکہ کیمیائی خواص میں ایلومینا سلیکا کے قریب قریب پہنچتا ہے، اس لیے امکان اسی بات کا ہے کہ قدرتی سلیکیٹس میں اس کی حیثیت وہی ہے جو سلیکا کی ہے۔ لہٰذا ایلومینا والے سلیکیٹس کی نوعیت کے متعلق تین نظریے ممکن ہیں :-

(۱) وہ دوہُلے نمک ہیں۔ یعنی وہ زیادہ طاقتور اساسوں کے سلیکیٹس کے ساتھ ایلومینیئم سلیکیٹ کے کمزور مرکبات ہیں۔ اِن کا اتحاد ایلومینا اور دوسری اساس کے اساسی خواص کے فرق پر منحصر ہے، جیسے پھٹکریوں کی مثال سے ظاہر ہے۔

(۲) وہ سلیکیٹس اور ایلومینیٹس کے ہمشکل آمیزے ہیں۔

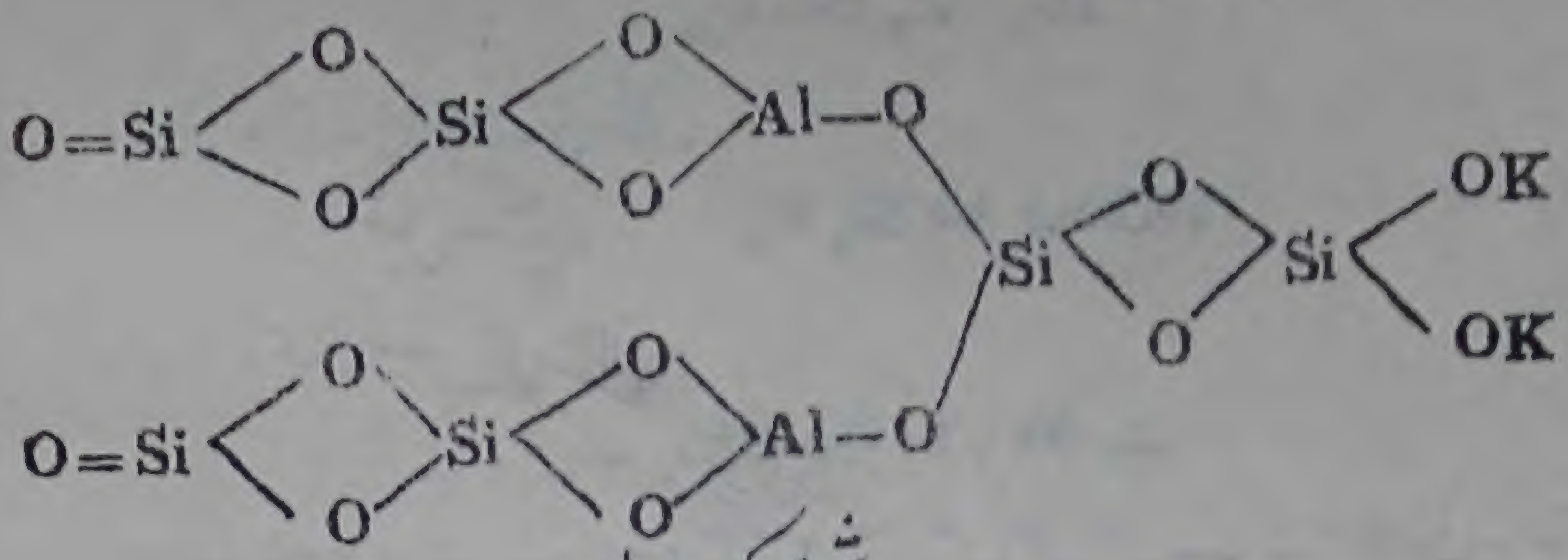
---

[1] Garnet [2] Augite [3] Talc

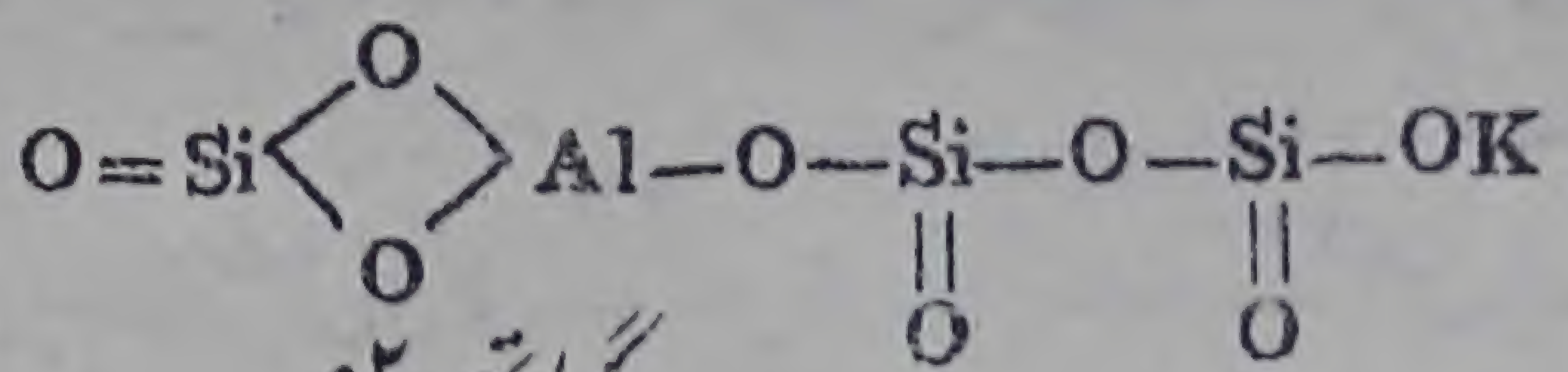
[4] Felspar [5] Andalusite [6] Serpentine

(۳) وہ پیچیدہ ایلومینو سلسک ترشوں کے نمک ہیں۔

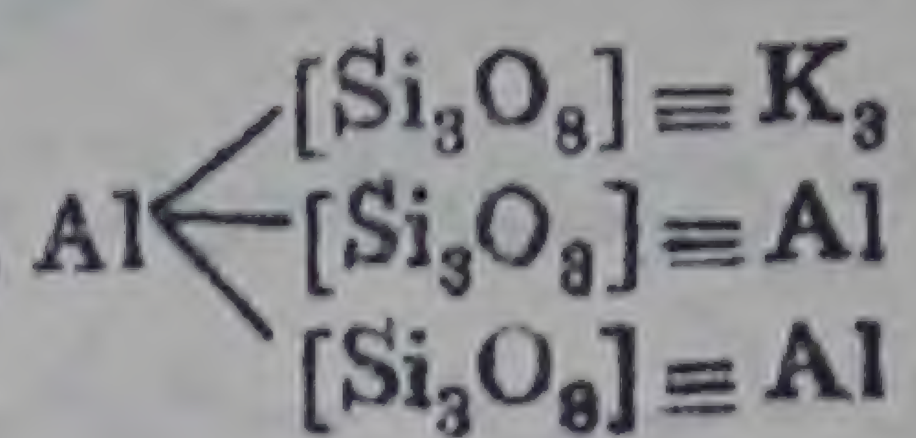
تیسرے نظریے کے مطابق جس میں قدرتی سلیکیٹس کے متعلق یہ تصور کیا جاتا ہے کہ وہ انفرادی سالمات پر مشتمل ہیں، آرتھوکلیز فیل اسپار $K_2O, Al_2O_3, 6SiO_2$ کے لیے حسب ذیل ساخت نما ضابطے تجویز کیے گئے ہیں۔



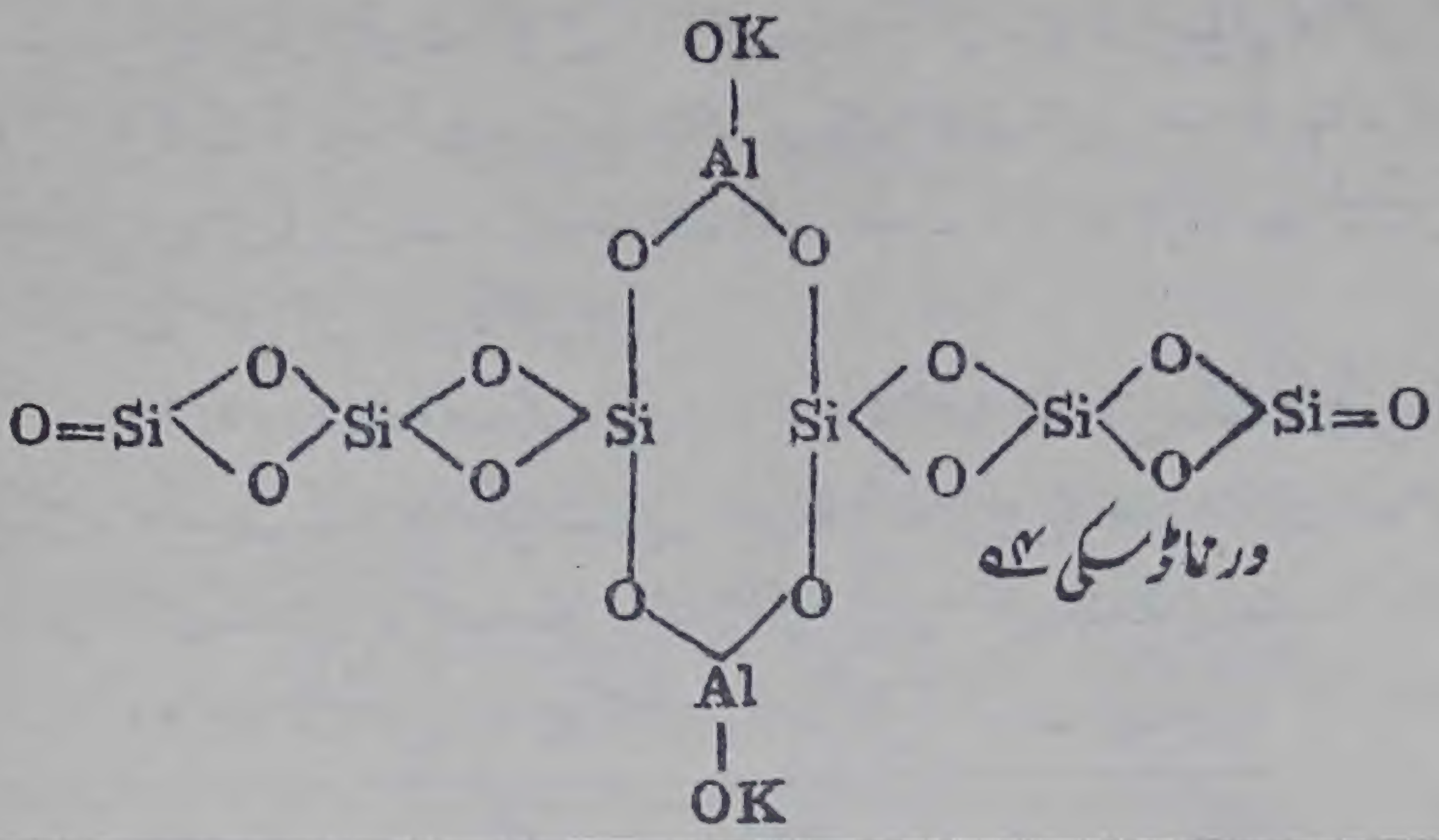
شرمیک ۱؎



گراتھ ۲؎



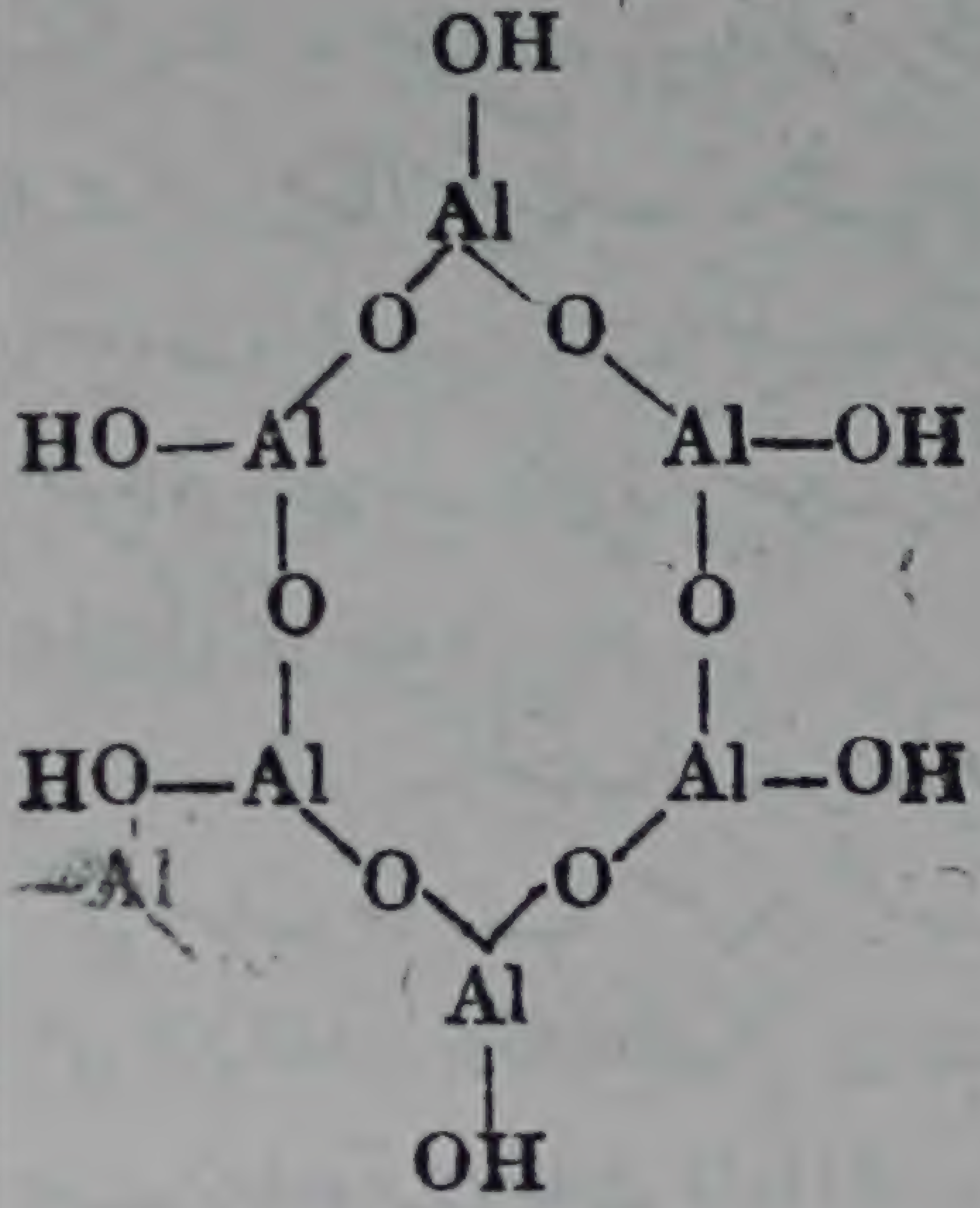
کلارک ۳؎

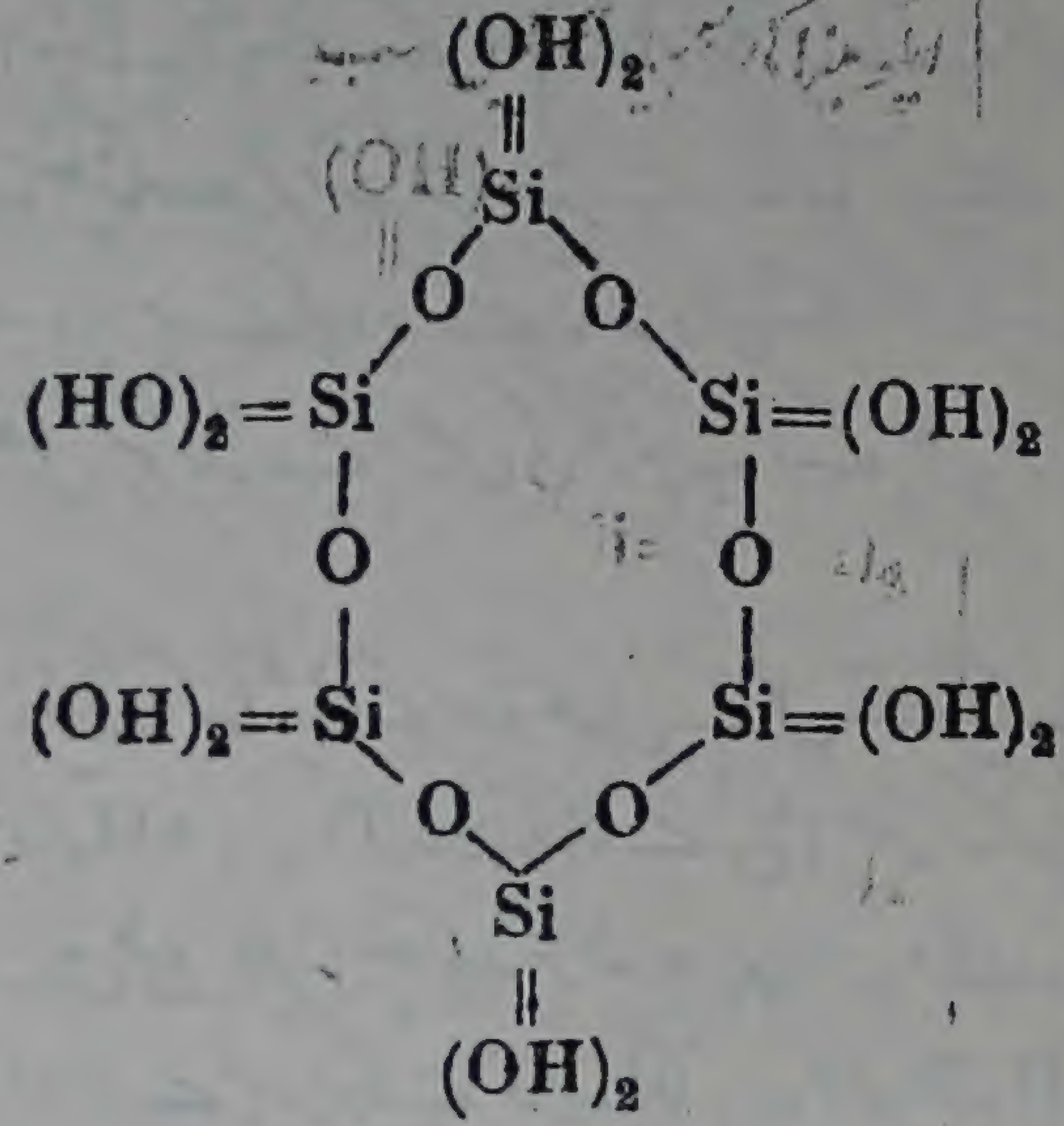


ورناڈسکی ۴؎

۱؎ Tschermak
۲؎ Groth
۳؎ Clarke
۴؎ Vernadsky

ڈبلیو اور ڈی ایش[1] کے نظریہ تسدیس وتخمیس کے رُو سے سلیکا اور ایلومینا، سلیکان یا ایلومینیئم کے پانچ پانچ یا چھ چھ جوہروں کے بند زنجیرے پیدا کرتے ہیں جن میں اِن عناصر کے ساتھ یکے بعد دیگرے آکسیجن کے جوہر شامل ہوتے ہیں۔ مسدسی سلیکا اور ایلومینا کی آبیدہ شکلیں حسبِ ذیل ضابطوں سے تعبیر کی جاتی ہیں:—





اسی قسم کے سالمات کی باہمی تکثیف سے جو پانی کے نقصان کے ساتھ عمل میں آتی ہے، ایش برادران اُن تمام پیچیدہ سلسِک یا ایلومینو سلسِک ترشوں کو تعبیر کرتے ہیں، جن کے مشتقات قدرتی سلیکیٹس تصور کیے جاتے ہیں۔ ضابطے مرتب کرنے کے ان طریقوں میں بہت کچھ طباعی اور دلچسپی پائی جاتی ہے۔ لیکن یہ نہیں کہا جاسکتا کہ وہ کس حد تک قریبِ صحت ہیں۔ طلبہ کو یہ ہمیشہ یاد رکھنا چاہیے کہ ٹھوس غیر نامیاتی مرکبات کے ترسیمی ضابطے نامیاتی مرکبات کے ترسیمی ضابطوں سے جو علی العموم ساخت کے متعلق دریافت شدہ امور پر مبنی ہوتے ہیں بالکل جداگانہ زمرے میں شامل ہیں۔ بلکہ بعید از امکان نہیں کہ جوں جوں جدید طریقوں سے قلموں کے خواص کا مطالعہ وسیع ہوتا جائیگا، ساخت کو

[1] دیکھو The Silicates in Chemistry and Commerce مصنفہ ڈاکٹر ڈبلیو ایش و ڈاکٹر ڈی ایش (Asch) انگریزی ترجمہ از اے۔ بی۔ سرل۔ کانسٹیبل اینڈ کو لمیٹڈ (۱۹۱۳ء)

اس طرح تعبیر کرنے کی کوشش بھی زیادہ تر ترک ہوتی جائیگی۔

بہت سے پیچیدہ **اسٹینک ترشے** اور اُن کے نمک وجود پذیر ہیں۔

اصلی میٹا اسٹینک ترشے کے علاوہ جو عام طور پر a اسٹینک ترشہ کہلاتا ہے اور جس کا اوپر ذکر کیا گیا ہے، اس کا ایک متضاعف قلعی پر معتدل ارتکاز کے نائیٹرک ترشے کے عمل سے پیدا ہوتا ہے۔ یہ عام طور پر میٹا اسٹینک ترشے کے نام سے موسوم کیا جاتا ہے لیکن اسے β **میٹا اسٹینک ترشہ** یا β **-اسٹینک ترشہ** کہنا بہتر ہے۔ غالباً پہلے اسٹینک نائیٹریٹ بنتا ہے، لیکن وہ ناقیام پذیر ہونے کی وجہ سے نائیٹروجن کے آکسائیڈز اور ملائی جیسے سفید ناحل پذیر سفوف میں تحلیل ہو جاتا ہے، جس کی ترکیب آگے چل کر بیان کی گئی ہے۔

β -اسٹینک ترشے پر سوڈیم ہائیڈرا کسائیڈ کے سرد محلول کے عمل سے ایک قلمی سفوف بنتا ہے جس کی ترکیب $Na_2Sn_5O_{11} , 4H_2O$ ہے۔ پوٹاسیئم نمک بھی $K_2Sn_5O_{11} , 4H_2O$ ہی ہے۔ اس طرح β -اسٹینک ترشہ جو ہوا میں خشک ہونے پر سادہ ترین ضابطے $SnO_2 , 2H_2O$ سے تعبیر ہوتا ہے، $H_2Sn_5O_{11} , 9H_2O$ بن جاتا ہے۔ اور خلا میں خشک کردہ ترشہ جس کا ضابطہ SnO_2 , H_2O ہے، در اصل $Sn_5O_9(OH)_2 , 4H_2O$ یا $H_2Sn_5O_{11} , 4H_2O$ ہے جو قلوی نمکوں سے مطابقت رکھتا ہے۔ β-اسٹینک ترشے پر ہائیڈروکلورک ترشے کے عمل سے ایک کلورائیڈ پیدا ہوتا ہے، جس کی ترکیب $5SnO_2 , 2HCl , 3H_2O$ سے تعبیر ہوتی ہے۔ یہ β-اسٹینک ترشے کا کلورائیڈ β-اسٹینل کلورائیڈ $Sn_5O_9Cl_2 \cdot 4H_2O$ ہے۔ اگر β-اسٹینک ترشہ دیر تک ہائیڈروکلورک ترشے کے زیر عمل رہے تو اسٹینک کلورائیڈ $SnCl_4$ بن جاتا ہے۔ اسی طرح سے پوٹاسیم ہائیڈرا کسائیڈ کا مرتکز محلول پوٹاسیم a-اسٹینیٹ K_2SnO_3 پیدا کر دیتا ہے۔ اس عمل سے اسٹینک ترشے کی متضاعف شکلیں تحلیل ہو جاتی ہیں۔

لہذا اسٹینک آکسائیڈ متعدد پیچیدہ ترشوں اور نمکوں کا مولد ہونے میں سلیکا کے مشابہ ہے۔ گو اپنے نمایاں اساسی خواص کی وجہ سے وہ سلیکا سے مختلف ہے سلیسک ترشے کی طرح اسٹینک ترشہ بھی لسونتی حالت میں وجود پذیر ہو سکتا ہے لیکن اس حالت میں

یہ بہت ناقیام پذیر ہوتا ہے۔

صنف MO کے آکسائیڈز اور اُن کے مشتقات

آکسائیڈز: CO، SiO، GeO، SnO اور PbO صنف MO کے نمائندے ہیں۔ CO عام طور پر تعدیلی آکسائیڈ سمجھا جاتا ہے۔ GeO کے متعلق بہت کم معلومات حاصل ہوئی ہیں۔ SnO اور PbO کمزور اساسی آکسائیڈز ہیں جو اپنے نمکوں سے بذریعہ ترسیب آبیدہ شکل میں حاصل ہوتے ہیں۔ ہماری توقع کے مطابق ان نمکوں میں پانی سے آب پاشیدہ ہونے کا رجحان موجود ہے، جس سے اساسی نمک بن جاتے ہیں۔ آبیدہ آکسائیڈز بھی قلوی ہائیڈر اکسائیڈز کے محلولوں کی افراط میں حل پذیر ہونے کی وجہ سے ترشئی خواص کا اظہار کرتے ہیں۔

کاربن مانا کسائیڈ — فارمک ترشے کے ساتھ کاربن مانا کسائیڈ کے رشتے کا ذکر دلچسپی سے خالی نہیں۔ گو کاربن مانا کسائیڈ پانی کے ساتھ مل کر یہ ترشہ پیدا نہیں کرتا، تاہم طاقتور پوٹاسیم ہائیڈراکسائیڈ اس کو بالتدریج جذب کرکے پوٹاسیم فارمیٹ پیدا کر دیتا ہے۔

$$CO+KOH=H\cdot C\begin{matrix}\nearrow O\\ \searrow OK.\end{matrix}$$

لہٰذا کاربن مانا کسائیڈ، فارمک ترشے کا نابیدہ تصور کیا جا سکتا ہے۔ بالخصوص اس وجہ سے بھی، کہ فارمک ترشہ جب سلفیورک ترشے کے ذریعے سے نابیدہ

SiO کے متعلق یہ بیان کیا جاتا ہے کہ یہ برقی بھٹی سے کاربورنڈم کی تیاری کے دوران میں ضمناً حاصل ہوتا ہے۔ یہ سلیکا کی تحویل سے جو کاربن انجام دیتی ہے پیدا ہوتا ہے اور سُرخ رنگ کا سفوف ہے جس میں تحولانہ خواص پائے جاتے ہیں
H.N. Potter. (*Electrochem. & Met. Ind.*) (1907) 5, 442

کیا جاتا ہے تو کاربن مانا آکسائیڈ حاصل ہوتا ہے۔ لیکن آکسائیڈ اور ترشے کی ساخت پر غور کرنے سے معلوم ہوتا ہے کہ فارمک ترشہ ہائیڈر آکسل انداختہ کاربن مانا آکسائیڈ نہیں ہے، جس کا ضابطہ

$$C\langle\begin{matrix}OH\\OH\end{matrix}$$

ہونا چاہیے۔ اس لیے پوٹاسیم ہائیڈر آکسائیڈ کے ساتھ کاربن مانا آکسائیڈ کے امتزاج کے دوران میں سالمی ترتیب مندرجۂ بالا مساوات کے مطابق تبدیل ہوتی ہے۔ لہذا کاربن مانا آکسائیڈ ایک محدود اور غیر معمولی مفہوم کے اعتبار ہی سے فارمک ترشے کا نابید متصور ہو سکتا ہے۔

اسٹینس آکسائیڈ، SnO، سیاہ رنگ کا سفوف ہے جو آبیدہ آکسائیڈ کو ہوا کی غیر موجودگی میں بھوننے سے حاصل ہوتا ہے۔

ہائیڈر آکسائیڈ $Sn(OH)_2$ کے متعلق یہ خیال ہے کہ وہ وجود پذیر نہیں ہے۔ کیونکہ اسٹینس نمک کے محلول میں قلوی ہائیڈر آکسائیڈ یا کاربونیٹ کا محلول ملانے سے جو سفید رسوب بنتا ہے، وہ $Sn_2O(OH)_2$ پر مشتمل ہوتا ہے۔ یہ قلوی ہائیڈر آکسائیڈ کی افراط میں حل ہو کر اسٹینائیٹ پیدا کر دیتا ہے، جو $Sn(OM)_2$ نہیں ہوتا، بلکہ $HSnOOM$ پر مشتمل ہوتا ہے۔ یہ جو گرفتہ قلمی کا نمک ہے جو ساخت میں فارمیٹ سے ملتا جلتا ہے۔ لہذا SnO ایلومینا کی طرح نہ صرف اساسی بلکہ ترشئی خواص کا بھی اظہار کرتا ہے۔ اسٹینس سلفیٹ اور نائٹریٹ قلمی یا آبیدہ اسٹینس آکسائیڈ پر ہلکائے ترشوں کے عمل سے حاصل ہوتے ہیں۔ وہ پانی سے بہ آسانی آب پاشیدہ ہوتے ہیں۔ اسٹینس کاربونیٹ کا وجود نہیں ہے۔

لیڈ مانا آکسائیڈ، PbO، جو مردار سنگ یا مردہ سنگ کے نام سے مشہور ہے سیسے کا سب سے زیادہ قیام پذیر آکسائیڈ ہے۔ جب سیسے کا کوئی اور آکسائیڈ ہوا میں خوب گرم کیا جاتا ہے تو مردار سنگ بن جاتا ہے۔ یہ گداز پذیر ہے اور قلمی شکل اختیار کر سکتا ہے۔ سیسے کا ہائیڈر آکسائیڈ

$Pb_2O(OH)_2$ اور $Pb_3O_2(OH)_2$ کی شکل میں وجود پذیر ہے۔ پانی میں یہ خفیف سا حل ہوتا اور محلول قلویانہ تعامل کرتا ہے۔ دھاتی سیسے پر پانی کے عمل سے جس میں آکسیجن حل شدہ ہو ہائیڈرا کسائیڈ کا محلول بن جاتا ہے۔ جب سیسے کے نمک میں قلوی ہائیڈرا کسائیڈ ملا کر لیڈ ہائیڈرا کسائیڈ کا رسوب تیار کیا جاتا ہے تو اپنے اساسی خواص کے باوجود جو قلویانہ تعامل سے ظاہر ہیں، لیڈ ہائیڈرا کسائیڈ قلی کی افراط میں حل ہو جاتا اور پلمبائیٹ HPbOOM پیدا کر دیتا ہے۔

چونکہ سیسا قلعی سے زیادہ اساس زا ہے، اس لیے اس کے وہ آکسی نمک جو PbO سے مشتق ہیں، اسٹینس آکسی نمکوں سے زیادہ قیام پذیر ہیں۔ لیڈ سلفیٹ $PbSO_4$، پانی میں تقریباً ناحل پذیر ہے۔ اس لیے سیسے پر ملکائے سلفیورک ترشے کے عمل سے جب ہائیڈروجن خارج ہوتی ہے، تو دھات پر سلفیٹ کا پرت بن جانے کی وجہ سے مزید تعامل جلد موقوف ہو جاتا ہے۔ تاہم سیسا گرم مرتکز سلفیورک ترشے میں حل ہو جاتا ہے، جس سے ترشئی سلفیٹ یوں پیدا ہوتا ہے :-

$$Pb+3H_2SO_4=Pb(HSO_4)_2+SO_2+2H_2O\ ;$$

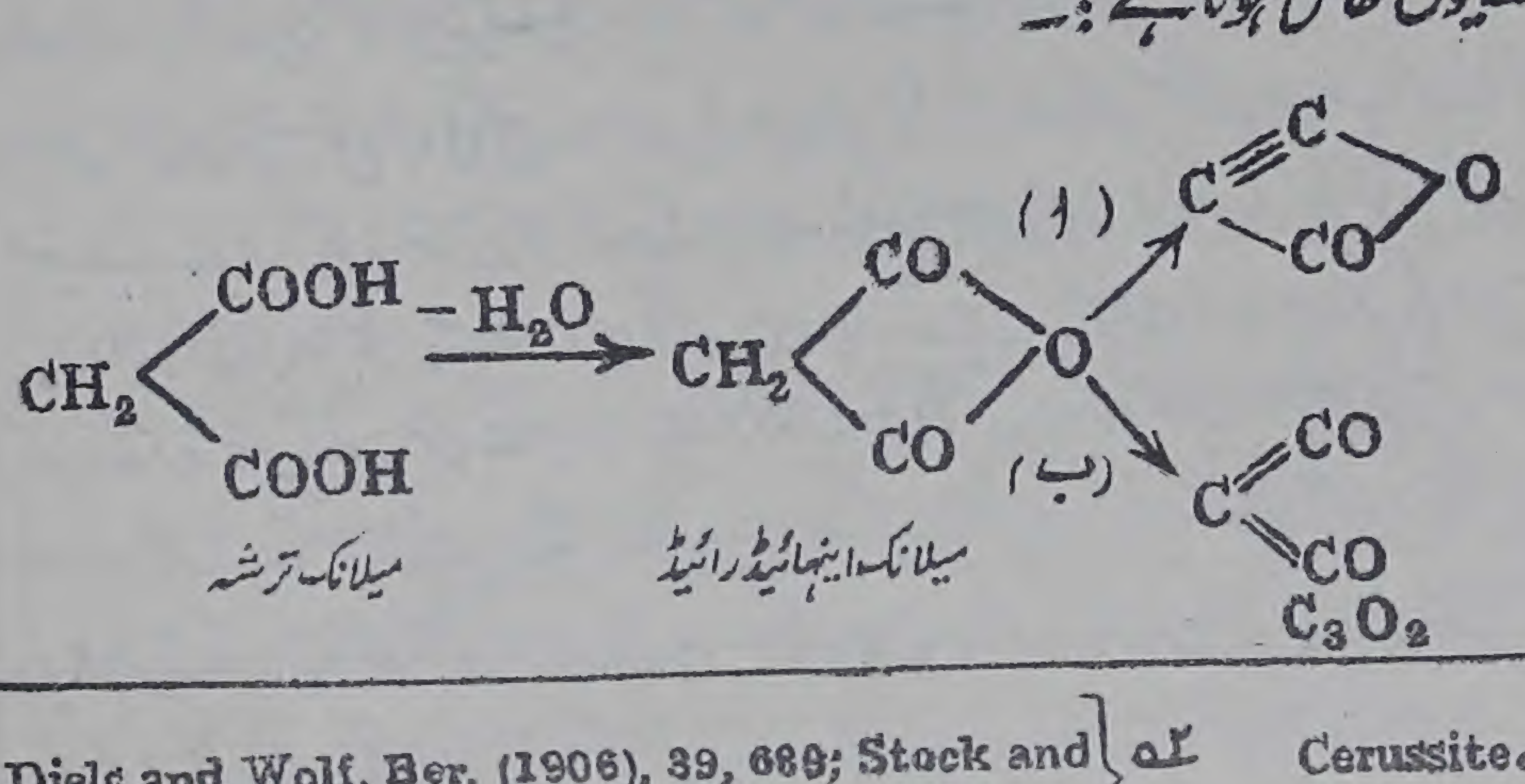
یہ نمک پانی سے آب پاشیدہ ہو جاتا، اور $PbSO_4$ کا رسوب بنتا ہے۔ پانی میں ناحل پذیر اور مرتکز سلفیورک ترشے میں حل پذیر ہونے کے لحاظ سے، نیز ہمشکلی کی وجہ سے، یہ نمک بیریئم سلفیٹ سے قریبی مشابہت رکھتا ہے۔ لیڈ نائیٹریٹ $Pb(NO_3)_2$، دھات یا آکسائیڈ کو نائیٹرک ترشے میں حل کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔ اس کی قلمیں منتظم مثمنوں پر مشتمل ہوتی ہیں۔ اور یہ بیریئم نائیٹریٹ کا ہمشکل ہے۔ اس کا آبی محلول خفیف سے ترشگانہ تعامل کا اظہار کرتا ہے۔ محلول میں لیڈ مانا کسائیڈ کو منہضم کرنے سے $Pb(OH)NO_3$ جیسے اساسی نمک بن جاتے ہیں۔ سیسے اور بیریئم کی مزید مشابہت ان کے کرومیٹس کے خواص سے عیاں ہے۔ دونوں دھاتوں کے کرومیٹس زرد ٹھوس ہیں اور پانی اور ایسیٹک ترشے میں حل نہیں ہوتے۔ تاہم یہ مشابہت کیمیائی خواص کی حد تک نہیں پہنچتی۔ لیڈ کرومیٹ کو لیڈ ہائیڈرا کسائیڈ کے ترشئی خواص کی وجہ سے قلوی ہائیڈرا کسائیڈز آب پاشیدہ اور حل کر لیتے ہیں، حالانکہ بیریئم کرومیٹ قلوی ہائیڈرا کسائیڈ میں ناحل پذیر ہے۔ اس سے اتنا تو ضرور معلوم

ہو جاتا ہے کہ مذکورۂ بالا مشابہت عام جنسی حیثیت نہیں رکھتی۔ یہاں یہ بتادینا ضروری ہے کہ عناصر کے باہمی علائق کے متعلق محض اُن کے مرکبات کے طبیعی خواص کی بنا پر کوئی نتیجہ اخذ نہیں کیا جا سکتا۔ کلیۂ ادوار عناصر کے دلائل سے قطع نظر کرتے ہوئے بیریئم اور سیسے نیز اُن کے مرکبات کے کیمیائی اختلافات کا یہ تقاضا ہے، کہ ان عناصر کو مختلف زمروں میں شامل کیا جائے۔

سیسے کے نمک میں قلوی بائی کاربونیٹ کا محلول ملانے سے لیڈ کاربونیٹ $PbCO_3$ کا رسوب بنتا ہے۔ اور اگر طبعی کاربونیٹ کا محلول استعمال کیا جائے تو اساسی کاربونیٹ حاصل ہوتا ہے سفیدہ سیسے کا اساسی کاربونیٹ $2PbCO_3 , Pb(OH)_2$ ہے۔ سیروسائیٹ[۱] جو قدرتی لیڈ کاربونیٹ ہے، بیریئم کاربونیٹ کا ہمشکل ہے۔ مگر پانی میں ناحل پذیری کے علاوہ ان دو نمکوں میں کوئی مزید مشابہت نہیں پائی جاتی۔ کیونکہ گرم کرنے پر بیریئم کاربونیٹ میں سے کاربن ڈائی آکسائیڈ بہ آسانی خارج نہیں ہوتا، اور نہ ہی وہ لیڈ کاربونیٹ کی طرح اساسی نمک پیدا کرتا ہے۔ چونکہ قلمی سیسے سے کم اساس زا ہے، اس لیے وہ کاربونیٹ پیدا نہیں کرتی۔

سب آکسائیڈز

کاربن سب آکسائیڈ[۲] C_3O_2 طیران پذیر مائع ہے۔ میلانک ترشے کی نابیدگی سے یوں حاصل ہوتا ہے:۔

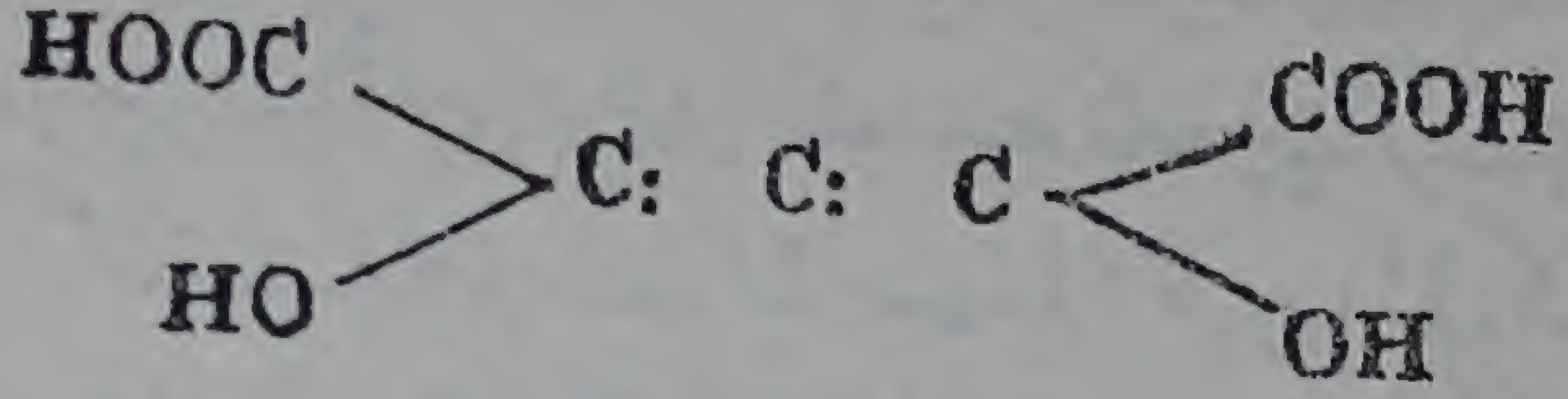


---

۱ Cerussite کے

۲ * Diels and Wolf, Ber. (1906), 39, 689; Stock and Stoltzberg, Ber. (1917), 50, 498 } کے

ضابطہ (ا) سے β - ہائیڈراکسی پروپیالک ترشے کا لیکٹون تعبیر ہوتا ہے (ب) ایک کیٹین (Ketene) کا ضابطہ ہے جو فارمک ترشے کے دو سالموں کے ساتھ مل کر



پیدا کرسکتا ہے ۔ چونکہ یہ تعامل فی الحقیقت واقع ہوتا ہے اس لیے ضابطہ (ب) قابل ترجیح ہے[1]

لیڈ سب آکسائیڈ Pb_2O سیسے کی تکسید کا ابتدائی حاصل ہے ۔

یہ لیڈ آکسیلیٹ کو آکسیجن کی غیر موجودگی میں گرم کرنے پر سیاہ سفوف کی شکل میں حاصل ہوتا ہے :-

$$2PbC_2O_4 = Pb_2O + CO + 3CO_2$$

گرم کرنے پر یہ آکسائیڈ سیسے اور مانا کسائیڈ میں تحلیل ہو جاتا ہے ۔ لیکن ایلکل ہیلائیڈز کے ساتھ تعامل کرکے یہ سیسے کے سب ہیلائیڈز پیدا کرتا ہے[2]

سلفائیڈز

اس گروہ کے سلفائیڈز کیمیائی خواص میں آکسائیڈز کے مانند ہیں۔ ان میں سے زیادہ اہم یہ ہیں :- CS_2 (مع COS) SnS SnS_2 اور PbS ۔ ان سلفائیڈز کے خواص میں بھی وہی تدریج نظر آتا ہے جو آکسائیڈز میں ہے، گو دوسرے گروہوں

[1] Michael, *Ber* (1906), 39, 1915: Diels and Meyerheim, *Ber.* (1907), 40, 355

[2] Denham, Chem. Soc. Trans. (1917) III, 29; (1918), 113, 249

کی طرح اس گروہ کے سلفائیڈز بھی متناظر آکسائیڈز سے صریحی طور پر کم ترشئی ہیں۔ کاربن اور قلعی کے ڈائی سلفائیڈز قلوی سلفائیڈز کے محلول میں حل ہو کر علی الترتیب تھایو کاربونیٹس اور تھایو اسٹینیٹس پیدا کر دیتے ہیں۔ قلوی ہائیڈرا کسائیڈز کے ساتھ ل گروہ تھایو اور آکسی نمکوں کے آمیزے یا آکسی ترشوں کے ایسے نمک پیدا کرتے ہیں جن میں آکسیجن کی جگہ جزوی طور پر گندک لے لیتی ہے۔ لیڈ سلفائیڈ، قلوی ہائیڈرا کسائیڈز اور سلفائیڈز میں حل نہیں ہوتا۔ اور چونکہ لیڈ ہائیڈرا کسائیڈ، پوٹاسیم ہائیڈرا کسائیڈ کے محلول میں حل پذیر ہے اس لیے اس سے یہ ظاہر ہوتا ہے کہ لیڈ سلفائیڈ ترشئی خواص میں ہائیڈرا کسائیڈ سے کمزور ہے۔ قلیوں کے ساتھ سیسے اور قلعی کے سلفائیڈز کے جداگانہ سلوک کی بنا پر یہ دھاتیں کیمیائی تشریح میں ایک دوسری سے علیحدہ کی جاتی ہیں۔

کاربن ڈائی سلفائیڈ

CS_2 کرہ ہوا کے دباؤ کے تحت ۴۶° پر جوش کھاتا ہے۔ CO_2 کا نقطۂ جوش -۸۰° ہے۔ تھایو کاربانک اینہائیڈرائیڈ کی حیثیت سے کاربن ڈائی سلفائیڈ دو ترشے آرتھو تھایو کاربانک ترشہ H_4CS_4 اور میٹا تھایو کاربانک ترشہ H_2CS_3، اور ان کے نمک پیدا کر سکتا ہے۔ ان دونوں ترشوں کے نمک وجود پذیر ہیں، گو میٹا ترشے کے نمک زیادہ اہم ہیں۔ میٹا ترشہ آزادی کی حالت میں وجود پذیر ہے، اور جب سوڈیم میٹا تھایو کاربونیٹ کا آبی محلول، جو کاربن ڈائی سلفائیڈ کو سوڈیم سلفائیڈ کے محلول میں حل کرنے پر بنتا ہے، ترشایا جاتا ہے، تو یہ ترشہ ایک ناقیام پذیر زرد تیل کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ آکسی نمکوں کے مقابلے میں تھایو نمکوں کے کمزور ہونے کی وجہ سے، سوڈیم میٹا تھایو کاربونیٹ کو کاربن ڈائی آکسائیڈ یوں تحلیل کر دیتا ہے:۔

$$Na_2CS_3 + CO_2 + H_2O = Na_2CO_3 + CS_2 + H_2S ;$$

اور اگر اس کو غیر عامل فضا میں پانی کے ساتھ جوش دیں تو پھر یہ یوں تحلیل ہوتا ہے:۔

$$Na_2CS_3 = Na_2S + CS_2 ; Na_2S + 2H_2O = 2NaOH + H_2S$$

الکوہلی پوٹاسیم ہائیڈرا کسائیڈ کے ساتھ مل کر CS_2 پوٹاسیم زینتھیٹ[1] یا زینتھوجینیٹ[2] پیدا کرتا ہے۔

$$CS_2 + KOH + C_2H_5OH = SC{<}\begin{matrix}OC_2H_5\\ SK\end{matrix} + H_2O,$$

اس کو ترشانے سے اس کا متناظر ترشہ $SC\cdot OC_2H_5\cdot SH$ ناقیام پذیر تیل کی شکل میں جدا ہوتا ہے۔ اور اگر الکوہلی پوٹاش بہ افراط استعمال کی جائے تو گندک کا ایک جوہر دور ہو کر پوٹاسیم ایتھل مانوتھایوکاربونیٹ بن جاتا ہے۔

$$SC{<}\begin{matrix}OC_2H_5\\ SK\end{matrix} + C_2H_5OH = OC{<}\begin{matrix}OC_2H_5\\ SK\end{matrix} + C_2H_5SH$$

زینتھک ترشہ نامعلوم غیر متشاکل ڈائی تھایوکاربانک ترشے $SC{<}\begin{matrix}OH\\ SH\end{matrix}$ کا ایتھل ایسٹر ہے۔ متشاکل ترشہ $OC{<}\begin{matrix}SH\\ SH\end{matrix}$ اسی غیر متشاکل ترشے کا ہم ترکیب ہے اور اس کا ایتھل ایسٹر کاربانل کلورائیڈ پر سوڈیم ایتھل سلفائیڈ کے عمل سے پیدا ہوتا ہے:۔

$$COCl_2 + 2C_2H_5SNa = CO(SC_2H_5)_2 + 2NaCl ;$$

اسی طرح سے متذکرۂ بالا مانوتھایوکاربانک ترشے $OC{<}\begin{matrix}OH\\ SH\end{matrix}$ کا ہم ترکیب $SC{<}\begin{matrix}OH\\ OH\end{matrix}$ ہے، جس کی نمائندگی اس کا ایتھل نمک کرتا ہے۔ آخر الذکر مرکب

---

۱ Xanthate　　۲ Xanthogenate

تھایوکاربانل کلورائیڈ پر سوڈیم ایتھاکسائیڈ کے عمل سے تیار کیا جاتا ہے :-

$$CSCl_2 + 2C_2H_5ONa = CS(OC_2H_5)_2 + 2NaCl.$$

کاربن آکسی سلفائیڈ

یا کاربانل سلفائیڈ گیس بلند تپش پر کاربن مانا کسائیڈ اور گندک کے براہ راست اتحاد سے تیار کی جاتی ہے۔ یہ تھایوسائنک ترشے کو جو ہلکائے سلفیورک ترشے کے ذریعے سے اپنے نمکوں سے آزاد ہوتا ہے، آب پاشیدہ کرکے بھی تیار کی جاسکتی ہے۔

$$\begin{array}{c|l} HN & CS \\ H_2 & O \end{array} \longrightarrow NH_3 + COS.$$

جس طرح کاربن ڈائی سلفائیڈ سے زینتھیٹس تیار کیے جاتے ہیں، بعینہٖ اُسی طرح یہ آکسی سلفائیڈ، پوٹاسیئم ہائیڈرا کسائیڈ کے الکوہلی محلول میں حل ہوکر پوٹاسیئم ایتھل مانوتھایوکاربونیٹ پیدا کردیتا ہے :-

$$COS + KOH + C_2H_5OH = OC\begin{cases} OC_2H_5 \\ SK \end{cases} + H_2O.$$

اگر پوٹاسیئم ہائیڈرا کسائیڈ کا ہلکا یا آبی محلول استعمال کیا جائے تو پوٹاسیئم کاربونیٹ اور سلفائیڈ بن جاتا ہے :-

$$COS + 4KOH = K_2CO_3 + K_2S + 2H_2O$$

اور پورا دھاتی مانوتھایوکاربونیٹ $OC\begin{cases} OK \\ SK \end{cases}$ جس کی پیدائش کی توقع ہوسکتی ہے نہیں بنتا۔ اسی طرح سے پانی بھی آکسی سلفائیڈ کو CO_2 اور H_2S میں تحلیل کردیتا ہے۔ ہائیڈروکلورک ترشہ ایتھل مانوتھایوکاربونیٹ سے آکسی سلفائیڈ کو یوں آزاد کرتا ہے :-

$$CO(OC_2H_5)(SK) + HCl = C_2H_5OH + KCl + COS\,;$$

اسٹینس سلفائیڈ SnS گہرے بھورے رنگ کا سفوف ہے جو پانی میں حل نہیں ہوتا۔ مرتکز ہائیڈروکلورک ترشہ اس کو تحلیل کردیتا ہے۔

$$SnS + 2HCl \rightleftharpoons SnCl_2 + H_2S;$$

اس تعامل سے قلعی کے دھاتی خواص کا اظہار ہوتا ہے، کیونکہ آرسینیئس سلفائیڈ As_2S_3 جیسے کم دھاتی سلفائیڈز اس متعامل سے تحلیل نہیں ہوتے[1]۔

اسٹینس سلفائیڈ کا رسوب خواہ باریک ذرات ہی پر مشتمل کیوں نہ ہو، سوڈیئم ہائیڈراکسائیڈ کے محلول میں کسی قدر مشکل ہی سے حل ہوتا ہے حسبِ ذیل تعامل واقع ہوتا ہے:۔

$$2SnS + 2NaOH = HSnOONa + HSnSSNa.$$

SnS سوڈیئم سلفائیڈ کے ہلکائے محلول میں عملاً ناحل پذیر ہے، لیکن اس متعامل کا مرتکز محلول اس کو بتدریج SnS_2 اور Sn میں تحلیل کردیتا ہے، جن میں سے اول الذکر بہ آسانی حل ہوجاتا اور آخر الذکر مساوات ذیل کے مطابق ہائیڈروجن خارج کرتا ہے:۔

$$3Na_2S + Sn + 4H_2O = Na_2SnS_3 + 4NaOH + 2H_2.$$

قلوی پالی سلفائیڈز میں جن میں زرد امیونیم سلفائیڈ بھی شامل ہے اسٹینس سلفائیڈ آسانی سے حل ہوتا اور تھایو اسٹینیٹ بن جاتا ہے۔ یہ بالکل ایسا ہی ہے جیسے کہ اسٹینس آکسائیڈ اور کرومک آکسائیڈ سوڈیئم پر آکسائیڈ کے محلول میں حل ہوکر علی الترتیب سوڈیئم اسٹینیٹ اور کرومیٹ پیدا کردیتے ہیں:۔

---

[1] یہاں سلفیورک ترشے کے ساتھ ادھاتی اور دھاتی کلورائیڈز کے مختلف سلوک پر بھی غور کیا جاسکتا ہے۔

$$SnS + Na_2S_2 = Na_2SnS_3$$

$$SnO + Na_2O_2 = Na_2SnO_3$$

$$Cr_2O_3 + 3Na_2O_2 + H_2O = 2Na_2CrO_4 + 2NaOH.$$

اسٹینک سلفائیڈ SnS_2 یہ مرکب جب قلعی، گندک اور امونیم کلورائیڈ کے آمیزے کی تصعید سے تیار کیا جاتا ہے تو پچی کاری کا سونا کہلاتا ہے۔ اور اگر یہ ترسیب سے تیار کیا جائے تو ہلکے زرد رنگ کا رسوب بنتا ہے، جس میں عام طور پر کسی قدر آبیدہ ڈائی آکسائیڈ بھی شامل ہوتا ہے۔ قلوی سلفائیڈ یا ہائیڈرا کسائیڈ کے محلول میں یہ بہ آسانی حل ہوتا اور علی الترتیب تھایو اسٹینیٹ، یا اسٹینیٹ اور تھایو اسٹینیٹ کا آمیزہ بنا دیتا ہے۔ اس سے ظاہر ہے کہ ترشئی خواص میں اس کو SnS پر تفوق حاصل ہے۔

میٹا تھایو اسٹینک ترشہ H_2SnS_3 اور اس کے قلوی نمک مثلاً $Na_2SnS_32H_2O$ ٹھوس حالت میں وجود پذیر ہیں اور $Na_4SnS_4, 12H_2O$ ضابطے کا ایک آرتھو نمک بھی تیار ہو چکا ہے۔

تھایو اسٹینائیٹس اور تھایو اسٹینیٹس کو ترشے تحلیل کر دیتے ہیں جس سے اسٹینس اور اسٹینک سلفائیڈ کا رسوب پھر پیدا ہوتا ہے:-

$$NaHSnS_2 + HCl = SnS + NaCl + H_2S$$

$$Na_2SnS_3 + 2HCl = SnS_2 + 2NaCl + H_2S :$$

اور قلیاں جس طرح تھایو کاربونیٹس کو تحلیل کرتی ہیں اُسی طرح سے ان کو آکسی نمکوں اور قلوی ہائیڈرو سلفائیڈ میں تبدیل کر دیتی ہیں:-

$$Na_2SnS_3 + 3NaOH = Na_2SnO_3 + 3NaSH$$

اس تعامل سے ظاہر ہوتا ہے کہ قیام پذیری اور ترشئی خواص میں آکسائیڈز، سلفائیڈز پر

فوقیت رکھتے ہیں۔

ذیلی گروہ چہارم ا

ٹائیٹینیئم، زرکونیئم، ہافنیئم اور تھوریم

ذیلی گروہ چہارم ا کے ارکان ٹائیٹینیئم، زرکونیئم، ہافنیئم اور تھوریم، ذیلی گروہ ب کے ارکان سے زیادہ دھاتی ہیں۔ اور ان کے دھاتی خواص کلیہ ادوار عناصر کے مقتضی کے مطابق وزنِ جوہر کے ارتقا سے بڑھتے ہیں۔ لیکن جیسا کہ اس گروہ کی تمہید میں بتایا گیا تھا، ان دو ذیلی گروہوں کے مماثل ارکان میں دوسرے گروہوں کے ذیلی ارکان کے بہ نسبت کم فرق پایا جاتا ہے۔

یہ عناصر مرکبات کے جس قدر اصناف پیدا کرتے ہیں ان کی تعداد ذیلی گروہ ب کے مقابلے میں بہت زیادہ ہے۔

مندرجہ ذیل آکسائیڈز وجود پذیر ہیں:-

Th	Hf	Zr	Ti	
—	—	—	Ti_2O_2	.... M_2O_2
—	—	Zr_2O_3	Ti_2O_3	.... M_2O_3
ThO_2	HfO_2	ZrO_2	TiO_2	.... MO_2
—	—	Zr_2O_5	—	.... M_2O_5
—	—	ZrO_3	TiO_3	.... MO_3
Th_2O_7	—	—	—	.... M_2O_7

صنف نما آکسائیڈز میں سے TiO_2 سہ شکلا اور دو رخہ ہے۔

یہ سلفیورک ترشے میں بھی حل ہوتا ہے اور قلی کے ساتھ پگلانے سے ٹائیٹینیٹ (titanate) بھی پیدا کرتا ہے۔ بطور رون یہ بہت کار آمد شے ہے ZrO_2 بھی دو رخہ ہے لیکن یہ TiO_2 سے زیادہ اساسی ہے۔ یہ متمرد ہے اور اس سے وہ کٹھالیاں جن کو ۲۰۰۰° تک گرم کرنے کی

ضرورت ہو بنائی جا سکتی ہیں۔ HfO_2 گو ZrO_2 سے ملتا جلتا ہے لیکن اس سے زیادہ اساسی ہے۔ ThO_2 قلعی طور پر اساسی ہے۔ متعدد قیام پذیر نمک پیدا کرتا ہے۔ تھوریا میں ایک فی صد سیریا ملا کر تاباں گیسی غلاف بنائے جاتے ہیں۔

صنف نما آکسائیڈز کے متناظر ہائیڈرا کسائیڈز

متناظر نمکوں کے محلول میں قلوی ہائیڈرا کسائیڈ ملانے سے ان کا رسوب حاصل ہوتا ہے۔ قلی کی افراط میں $Ti(OH)_4$ تقریباً ناحل پذیر اور دوسرے ہائیڈرا کسائیڈز بالکل ناحل پذیر ہیں۔ ٹائیٹینیم ہائیڈرا کسائیڈ $Ti(OH)_4$ کا رسوب جب سرد محلولوں سے تیار کیا جائے تو ترشوں میں آسانی سے حل ہوتا ہے۔ گرم محلولوں سے $TiO(OH)_2$ پیدا ہوتا ہے جو ترشوں میں بہت مشکل سے حل ہوتا ہے۔ اس لیے یہ غالباً β۔ بیٹا اسٹینک ترشے کی طرح متضاعف شکل میں وجود پذیر ہوتا ہے۔ $TiCl_4$ کے آبی محلول میں غالباً لسونتی ٹائیٹینک (titanic) ترشہ موجود ہوتا ہے، جسے تادیر گرم کرنے پر ناحل پذیر شکل جدا ہوتی ہے۔

زرکونیم ہائیڈرا کسائیڈز $ZrO(OH)_2$ اور $Zr_3O_4(OH)_4$

قلوی ہائیڈرا کسائیڈ کے محلول میں بالکل ناحل پذیر ہونے کے سوا دیگر امور میں ٹائیٹینیم ہائیڈرا کسائیڈز کے مشابہ ہیں۔ قلی کے ساتھ پگھلانے سے جو قلوی زرکونیٹس پیدا ہوتے ہیں وہ پانی سے پورے طور پر آب پاشیدہ ہو جاتے ہیں۔ لیکن ہائیڈرا کسائیڈ، کیوپرک ہائیڈرا کسائیڈ کی طرح قلی کو مضبوطی سے اپنے ساتھ ملائے رکھتا ہے۔

تھوریم ہائیڈرا کسائیڈ $Th(OH)_4$ ایک قیام پذیر، ناترشی شے ہے، جو گرم کرنے پر براہِ راست (ThO_2) پیدا کر دیتی ہے۔

ہیلائیڈز MX_4

ہیلائیڈز کے خواص میں وزن جوہر کے بڑھنے سے مروری کیفیت

نظر آتی ہے، جس کا مطلب یہ ہے کہ عناصر کے کمزور دھاتی خواص، اچھے خاصے نمایاں دھاتی خواص میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔

ہر گروہ کے عناصر کے فلورائیڈز، دوسرے ہیلائیڈز کے مقابلے میں اکثر استثنائی خواص کا اظہار کرتے ہیں۔ مثلاً ادھاتوں کی صورت میں وہ ہائیڈروفلورک ترشے کے ساتھ مل کر قیام پذیر پیچیدہ ترشے پیدا کر سکتے ہیں جس کی ایک مثال ہائیڈروفلوسلیسک ترشہ H_2SiF_6 ہے۔ اور دھاتوں کی صورت میں ان کی حل پذیری بہت کچھ متفاوت ہوتی ہے، جس کی مثال متناظر کلورائیڈز کے مقابلے میں قلوی ارضی فلورائیڈز سے ملتی ہے۔ یہ دونوں خصوصیتیں اس ذیلی گروہ کے فلورائیڈز میں نظر آتی ہیں۔

ٹائیٹینیئم ٹیٹرا فلورائیڈ TiF_4، ایک بے رنگ شے ہے، جس کا نقطۂ جوش ۲۸۴° ہے۔ چونکہ $TiCl_4$ ۱۳۶° پر جوش کھاتا ہے، اس لیے TiF_4 اپنے نقطۂ جوش پر غالباً متضاعف شکل میں وجود پذیر ہوتا ہے۔ قلوی ٹائیٹینی فلورائیڈز، یا ہیکسا فلوٹائیٹینیٹس، M_2TiF_6، قیام پذیر نمک ہیں، اور متناظر سلیسی، جرمینی اور اسٹینی فلورائیڈز کے ہم شکل ہیں۔

زرکونیئم ٹیٹرا فلورائیڈ، ZrF_4 پانی میں کم حل پذیر ہے اور آب پاشیدہ بھی نہیں ہوتا۔ اس کو ملکائے ہائیڈروفلورک ترشے میں حل کر کے $ZrF_4,3H_2O$ کی قلمیں بنائی جا سکتی ہیں۔ زرکونی فلورائیڈز معیّن ترکیب کے نمک ہیں اور اس گروہ کے دیگر پیچیدہ فلورائیڈز کے ہم شکل ہیں۔ مگر زرکونی کلورائیڈز تر طریقے سے تیار نہیں کیے جا سکتے (ٹائیٹینی کلورائیڈز سے مقابلہ کرو)۔

ہافنیئم ٹیٹرا فلورائیڈ M'_2HfF_6 اور M'_3HfF_7 اصناف کے اضافی فلورائیڈز یا فلوہافنیٹس پیدا کرتا ہے۔

تھوریئم ٹٹرا فلورائیڈ، ThF_4 سفید نقلما سفوف ہے۔ تھوریئم کے کسی نمک کے محلول میں قلوی فلورائیڈ ملانے سے آبیدہ فلورائیڈ $ThF_4, 4H_2O$ کا سریشی رسوب حاصل ہوتا ہے۔ تھوری فلورائیڈز بھی وجود پذیر ہیں۔

کلورائیڈز میں سے صرف، $TiCl_4$ مائع ہے، جو ۱۳۶° پر جوش کھاتا ہے۔ پانی میں یہ بظاہر حل پذیر ہے اور غالباً ٹائیٹینک ترشے کی لسونتی تعلیق پیدا کردیتا ہے۔ ہائیڈروکلورک ترشے میں $TiCl_4$ کا محلول H_2TiCl_6 پر مشتمل ہوتا ہے۔ نمک $(NH_4)_2TiCl_6, 2H_2O$ اسی کا متناظر ہے۔ $ZrCl_4$ قلمی اور طیران پذیر ہے۔ پانی کے ساتھ مل کر آکسی کلورائیڈ $ZrOCl_2$ بنا دیتا ہے۔ لہذا نمکوں کے خواص میں یہ $BiCl_3$ کے مانند ہے۔ $HfCl_4$ ' $ZrCl_4$ کے مانند طیران پذیر ہے اور $HfOCl_2$ پیدا کرتا ہے جو $ZrOCl_2$ سے کم حل پذیر ہے۔ جب ThO_2 اور کاربن کے گرم کردہ آمیزے پر سے کلورین گزاری جاتی ہے تو $ThCl_4$ صعود کرتا ہے۔ پانی کے ساتھ مل کر یہ قلما بید، اور قلوی کلورائیڈز کے ساتھ مل کر دوہیلے نمک پیدا کرتا ہے۔

صنف نما آکسائیڈز کے متناظر آکسی نمک

ٹائیٹینک سلفیٹ $Ti(SO_4)_2$ کا وجود مشتبہ ہے، لیکن $Ti_2O(SO_4)_3$ اور $TiOSO_4$ جیسے اساسی سلفیٹس نیز پیچیدہ ٹائیٹنی سلفیٹس اور ٹائیٹینل سلفیٹس مثلاً $K_2Ti(SO_4)_4$ اور $(NH_4)_2SO_4, TiOSO_4, 4H_2O$ وجود پذیر ہیں۔ کاربونیٹ اور نائیٹریٹ کا بھی وجود نہیں ہے اور سلفائیڈ بھی تر طریقے سے تیار نہیں کیا جا سکتا۔ درحقیقت تمام ٹائیٹینک نمک پانی سے پورے طور پر آب پاشیدہ ہو جاتے ہیں۔

زرکونیئم سلفیٹ، $Zr(SO_4)_2$، ہائیڈر آکسائیڈ کو سلفیورک ترشے میں حل کرنے سے حاصل ہوتا ہے۔ یہ اساسی نمک پیدا کرسکتا ہے۔ اس کو

خوب گرم کرنے پر زرکونیا بطور ثفل باقی بچتا ہے۔ ناقیام پذیر نائیٹریٹ اور ایک اساسی کاربونیٹ وجود پذیر ہے، مگر سلفائیڈ تر طریقے سے تیار نہیں کیا جا سکتا۔

ہافنیئم سلفیٹ $Hf(SO_4)_2$ حرارت کے زیرِ اثر $Zr(SO_4)_2$ سے زیادہ قیام پذیر ہے۔ سلفائیڈ خشک قاعدے سے تیار کیا جا سکتا ہے۔ متعدد فاسفیٹس نیز آکسیلیٹ وجود پذیر ہے۔

تھوریئم سلفیٹ اور نائیٹریٹ معین اور واضح حل پذیر نمک ہیں جو پانی سے شاذ ہی آب پاشیدہ ہوتے ہیں۔ سلفیٹ $Th(SO_4)_2$ کے آبی محلول سے مختلف تپشوں پر متعدد قلمابید حاصل ہوتے ہیں۔ قلوی سلفیٹس کے ساتھ مل کر یہ دوئیلے یا پیچیدہ نمک بھی پیدا کرتا ہے۔ نمکوں کے محلول میں قلوی کاربونیٹ کا محلول ملانے سے اساسی کاربونیٹ کا رسوب حاصل ہوتا ہے، جو مرسّب کی افراط میں حل ہو کر دوئیلا نمک پیدا کر دیتا ہے۔ سلفائیڈ تر طریقے سے بذریعہ ترسیب تیار نہیں کیا جا سکتا۔

ادنیٰ تر آکسائیڈز کے مشتقات

ٹائیٹینس کلورائیڈ $TiCl_3$، $TiCl_4$ کو ہائیڈروجن سے تحویل کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔ یہ بنفشئی رنگ کے چھلکوں پر مشتمل ہوتا ہے جو پانی میں حل ہو کر بنفشئی رنگ کا محلول بنا دیتے ہیں۔ یہ محلول طاقتور محوّل ہے۔ چنانچہ اسی باعث سے $TiCl_3$ فیرک لوہے، نامیاتی نائیٹرو مرکبات اور دیگر قابل تحویل اشیا کی حجمی تخمین کے لیے استعمال کیا جاتا ہے[1]۔ گرم کرنے پر یہ نمک طیران پذیر $TiCl_4$ اور ناطیران پذیر $TiCl_2$ میں، جس کا متناظر آکسائیڈ Ti_2O_2 ہے، تحلیل ہو جاتا ہے۔ قلیوں سے $Ti(OH)_3$ کی

[1] دیکھو نیخٹ (Knecht) اور ہبرٹ کی کتاب New Reduction Methods in Volumetric Analysis

ترسیب ہوتی ہے۔ Ti_2O_3 جو TiO_2 کو ہائیڈروجن کی رو میں گرم کرنے پر حاصل ہوتا ہے، آخر الذکر آکسائیڈ سے زیادہ اساسی ہے اور ایک معین سلفیٹ پیدا کرتا ہے، جس سے رُبیڈیئم اور سیزیئم والی پھٹکریاں تیار کی جاسکتی ہیں۔ زرکونیئم اور تھوریئم ادنیٰ تر نمک پیدا نہیں کرتیں۔

پر آکسائیڈز

ٹائیٹینیئم پر آکسائیڈ TiO_3، $TiCl_4$ کے الکوہلی محلول میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ ملانے کے بعد امونیا ملانے سے آبیدہ شکل میں زرد سفوف کے طور پر حاصل ہوتا ہے۔ یہ مرکب سُپر آکسائیڈ متصور ہونا چاہیے جو اساسی کے بجائے زیادہ تر ترشئی ہے، کیونکہ اس کے قلوی اور قلوی ارضی نمک تیار کیے گئے ہیں، اور جب اس کو ہائیڈروکلورک ترشے میں حل کرکے پوٹاسیئم فلورائیڈ ملایا جاتا ہے، تو پوٹاسیئم ٹائیٹینی فلورائیڈ K_2TiF_6، کا رسوب بنتا اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ محلول میں پیدا ہوتا ہے۔

زرکونیئم پر آکسائیڈ ZrO_3 بھی اس طرح تیار کیا جاتا ہے، اور قلیوں کے ساتھ مل کر پر زرکونیٹس پیدا کرتا ہے۔ زرکونیئم سلفیٹ کے محلول میں جب ہائیڈروجن پر آکسائیڈ ملایا جاتا ہے تو خیال ہے کہ $Zr_2O_5, 9H_2O$ سفید سفوف کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ تھوریئم پر آکسائیڈ، Th_2O_7 مندرجہ بالا پر آکسائیڈز کی طرح ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے ذریعے سے تیار کیا جاتا ہے۔ یہ اساسی سُپر آکسائیڈ ہے۔ Th_2O_7 آکسیجن کے نقصان سے ThO_3 میں جو اس سے زیادہ قیام پذیر ہے تبدیل ہو جاتا ہے۔ ان کی اور دوسرے سُپر آکسائیڈ کی ساخت سے دسویں باب میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ اور پر ترشوں کے ضمن میں بحث کی گئی ہے۔

ہافنیئم کا انکشاف اور وقوع

سنہ ۱۹۱۱ء میں جی۔ اُربین[4] نے لیوٹیشیئم-اٹربیئم کے بعض ثقلوں میں سلٹیئم (celtium) کے انکشاف کا دعویٰ کیا، لیکن اس دعوے کا ثبوت مہیا نہ ہوسکا۔ سنہ ۱۹۲۲ء میں

4— G. Urbain

میں دووِلئے[۱] نے ان تفلوں کے لاشعاعی طیف کا معائنہ کیا جس سے اُس کو عنصر ۷۲ کا سُراغ ملا - اربین نے یہ دعویٰ کیا کہ یہ عنصر سلٹیئم ہے لیکن اس عنصر کا حصول مشتبہ تھا - جنوری سنہ ۱۹۲۳ء میں ڈی - کوسٹر[۲] اور جی - فان ہیویسی[۳] نے زرکونیئم کی معدنیات میں عنصر ۷۲ کے اکتشاف کی اطلاع دی - انہوں نے ھافنیا کے نام پر جو کوپن ہاگن کا قدیم نام ہے اس عنصر کا نام ھافنیئم Hf تجویز کیا -

یہ نیا عنصر نادر ارضی دھاتوں کے زمرے میں شامل نہیں بلکہ یہ زرکونیئم کے خاندان میں شامل ہے - اور سلٹیئم کے متعلق اُربین کے دعوے کے باوجود اس کے لیے ہافنیئم کا نام اختیار کر لیا گیا ہے - یہ زرکونیئم کی معدنیات میں جو دُنیا کے مختلف حصوں سے دستیاب ہوتی ہیں اور زرکونیئم کی تجارتی تجمیزات میں پایا جاتا ہے - اندازہ کیا گیا ہے کہ قشرۃ الارض کا ۰٫۰۰۲ فی صد سے زائد ہافنیئم پر مشتمل ہے - زرکونیئم ۰٫۰۱ فی صد اور تھوریئم ۰٫۰۰۲ فی صد ہے - ہافنیئم کا وزن جوہر ۱۷۸٫۶ ± ۰٫۰۸ ہے -

---

ـــ[۱] Dauvillier ـــ[۲] D. Coster.

ـــ[۳] G. von Hevesy.

نواں باب

گروہِ پنجم

ذیلی گروہ ا	ذیلی گروہ ب
۷ N (۱۴٫۰۱)	
۱۵ P (۳۱٫۰۴)	
۲۳ V (۵۱٫۰)	۳۳ As (۷۴٫۹۶)
۴۱ Cb (۹۳٫۵)	۵۱ Sb (۱۲۰٫۲)
۷۳ Ta (۱۸۱٫۵)	۸۳ Bi (۲۰۸٫۰)

نائیٹروجن میں جو اس گروہ کا پہلا "صنف نما" عنصر ہے تمام سابقہ گروہوں کی بہ نسبت تُرشہ زا خواص زیادہ نمایاں ہیں۔ چنانچہ کاربن اور سِلیکان کے آکسائیڈز سے جو تُرشے بنتے ہیں وہ کمزور ہیں اور نائیٹرک تُرشہ نہایت طاقتور تُرشوں کے زُمرے میں شامل ہے۔

ذیلی گروہ ب میں فاسفورس سے بِسمتھ تک مماثل مرکبات کے تُرشئی خواص میں انحطاط واقع ہوتا ہے۔ اور سابقہ مسلّمہ اصولوں کے مطابق ذیلی گروہ ا کے عناصر وینیڈیئم، کولمبیئم اور ٹینٹیلم مقابلتاً زیادہ اساس زا ہیں۔

ذیلی گروہِ پنجم ب

ادھاتوں کا ایک خاصہ یہ ہے کہ وہ قیام پذیر گیسی ہائیڈرائیڈز پیدا کر سکتی

ہیں۔ چنانچہ اگر ہائیڈرائیڈز کے خواص پر غور کیا جائے تو اس گروہ کے عناصر کا ادھات سے دھات میں تدریجی تغیر خوب واضح ہو جاتا ہے۔ ان ہائیڈرائیڈز کی قیام پذیری نائیٹروجن سے آغاز کرکے فاسفورس اور آرسینک سے ہوتے ہوئے اینٹیمنی تک گھٹتی جاتی ہے۔ اور بسمتھ کے ہائیڈرائیڈ کا وجود گو ثابت تو ہو چکا ہے لیکن یہ جدا نہیں کیا جا سکا۔ ان ہائیڈرائیڈز کی تکوینی حرارت جس سے ان کی کیمیائی قیام پذیری کا مقابلہ ہو سکتا ہے، نیز ان کی معجّل تحلیل کی تپش ذیل میں درج کی جاتی ہے:-

	تکوینی حرارت	معجّل تحلیل کی تپش
NH_3	۱۱۸۶۹ کلو حرارے	۱۳۰۰°
PH_3	۳۶۶۶ "	۴۴۰°
AsH_3	۱۱۶۷- "	۲۳۰°
SbH_3	۸۴۶۵- "	۱۵۰°

ان عناصر کے ترشہ زا خواص کے ساتھ اُن کے ہائیڈرائیڈز کے اساس زا یا نمک زا خواص بھی وابستہ ہیں، چنانچہ امونیئم اور فاسفونیئم مرکبات کے مقابلے سے یہ ظاہر ہے۔ ایمونیا کے ا؍ سلمی آبی محلول میں ۱۳۱ء۰ فی صدی ایمونیا رواں شدہ امونیئم ہائیڈر آکسائیڈ کی شکل میں موجود ہوتا ہے۔ عام طور پر یہ فرض کیا جاتا ہے کہ پہلے NH_4OH ایک کمزور اساس کے طور پر بنتا اور پھر روانوں میں تقسیم ہو جاتا ہے۔ لیکن فاسفین پانی میں محض خفیف سی حل پذیر ہے اور تعدیلی محلول پیدا کرتی ہے۔

فاسفونیئم نمک بھی امونیئم نمکوں سے بہت کم قیام پذیر ہیں۔ صرف ہیلائیڈز اور شائد سلفیٹ وجود پذیر ہے۔ اور یہ مرکبات بھی سرد پانی سے فی الفور تحلیل ہو جاتے ہیں جس کے ساتھ ہی فاسفین خارج ہوتی ہے۔ امونیئم نمکوں کو صرف پانی کے ساتھ جوش دینے پر ہی فاسفونیئم نمکوں کے مماثل آب پاشیدگانہ تحلیل آہستہ آہستہ واقع ہوتی ہے۔ آرسینک اور اینٹیمنی کے ہائیڈرائیڈز نمک نہیں پیدا کرتے۔

۵ نوٹ ۳۲ صفحہ ۳۴۶

یہ گمان ہوسکتا ہے کہ نائٹروجن سے اینٹیمنی کی طرف رجوع کرتے ہوئے ہائیڈرائیڈ کے اساسی خواص بڑھتے ہونگے کیونکہ خود عناصر اس ترتیب سے زیادہ اساس نما ہوتے جاتے ہیں۔ لیکن واضح رہے کہ ایمونیم مرکبات کے مماثل نمکوں کی پیدائش، عناصر کے اساس نما یا دھاتی خواص کے بجائے بہ زیادہ تر ان کے چہارگرفتی ہو جانے پر منحصر ہے۔ علاوہ ازیں اس میں ہائیڈروجن کے پہلے تین جوہروں کے علاوہ عنصر کو ایک اور جوہر بھی قبول کرنا پڑتا ہے۔ اور ہائیڈروجن کے ساتھ اس قسم کے امتزاج کی قابلیت دھاتوں میں نہیں پائی جاتی۔

پس آرسینک اور اینٹیمنی گو آکسیجن کے لیے پانچ گرفتوں کا اظہار کرسکتے ہیں، تاہم وہ ہائیڈروجن کے تین سے زائد جوہروں کے ساتھ نہیں مل سکتے۔ اور ان کے ثلاثی ہائیڈرائیڈز بھی زیادہ تر ناقیام پذیر ہی ہوتے ہیں۔ لہذا ہائیڈرائیڈز میں اساسی خواص کا اظہار، جو تمام عناصر میں عملاً نائٹروجن ہی تک محدود ہے، کسی عنصر میں ادھاتی خصوصیات کی موجودگی پر منحصر ہے، جن کی وجہ سے وہ ہائیڈروجن کا ایک اور جوہر اور اس کے ساتھ ایک منفی اصلیہ قبول کرکے چہارگرفتہ ہو جاتا ہے۔

اس قسم کے مرکبات کے اساس نما خواص ہائیڈروجن کے جوہروں کو ایلکل گروہوں سے بدل دینے پر بڑھ جاتے ہیں۔ یہ ایک عام قاعدہ ہے جس کی مزید مثالیں گندک اور سیلینیئم کے مشتقات سے بھی دستیاب ہوتی ہیں۔ ٹٹرا ایلکل ایمونیئم ہائیڈرآکسائیڈز جو اپنے ہیلائیڈز پر مرطوب سلور آکسائیڈ کے عمل سے حاصل ہوتے ہیں، خواص میں سوڈیئم اور پوٹاسیئم ہائیڈرآکسائیڈز کے مانند ہیں اور طاقتور قلویانہ تعامل کرتے ہیں[1]۔ ٹٹرا ایلکل فاسفونیم نمک سادہ فاسفونیم مرکبات سے بہت زیادہ قیام پذیر ہوتے ہیں اور مرطوب سلور آکسائیڈ کے عمل سے ہائیڈرآکسائیڈز پیدا کردیتے ہیں۔ ٹٹرا ایلکل آرسونیئم اور سٹیبونیئم مرکبات کا بھی یہی حال ہے۔ بسمتھ ایلکلز بھی وجود پذیر ہیں، لیکن ان میں اساسی خواص نہیں پائے جاتے۔

ے نوٹ ۳۳ - صفحہ ۴۴۶

[1] نوٹ ۳۴ - صفحہ ۴۴۶

گروہ پنجم ب کا خلاصہ

عناصر کے خواص	N	P	As	Sb	Bi
وزن جوہر	۱۴٫۰۱	۳۱٫۰۴	۷۴٫۹۶	۱۲۰٫۲	۲۰۸٫۰
کثافت	ٹھوس { −۱۹۵٫۵ پر = ۰٫۸۰۴۲ −۲۵۲٫۵ پر = ۱٫۰۲۶۵ }	۲٫۴۰ Pβ، ۱٫۸۳ Pα	۵٫۷۳ Asγ، ۴٫۷۱ Asβ، ۳٫۸۸ Asα	۶٫۷ Sbγ، ۵٫۳ Sbβ	۹٫۷۸
نقطۂ اماعت	°−۲۱۴	°۴۴٫۱ Pα	°۵۰۰ (بلند دباؤ)	°۶۳۰	°۲۷۱
نقطۂ جوش	°−۱۹۵٫۵	°۲۹۰		°۱۴۴۰	°۱۴۰۰
ہائیڈرائیڈز ..	N_3H، N_2H_2?، N_2H_4، NH_3	P_9H_2، $P_{12}H_6$، P_2H_4، PH_3	As_2H_2، AsH_3	SbH_3	—
آکسائیڈز .. X_2O	N_2O	—	As_2O?	—	—
.. X_2O_2	NO	—	—	—	Bi_2O_2?
.. X_2O_3	$\left[N_4O_6 \rightleftharpoons 2N_2O_3 \rightleftharpoons 2NO+2NO_2\right]$	P_4O_6	As_4O_6	Sb_4O_6	Bi_2O_3
.. X_2O_4	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$	P_2O_4	As_2O_4?	Sb_2O_4	Bi_2O_4
.. X_2O_5	N_2O_5	P_4O_{10}	As_2O_5	Sb_2O_5	Bi_2O_5
ہائیڈراکسائیڈز .. $X_2(OH)_2$	$N_2(OH)_2$	$[H_2POOH]$			
$X_2O(OH)_4$، $XO\cdot OH$	$NO\cdot OH$	$PO\cdot OH$	$\left[AsO\cdot ONa^{*},\ As_2O\cdot(ONa)_4\right]$	$\left[SbO.ONa,\ Sb_2O.(OH)_4\right]$	—
.. $X(OH)_3$	—	$P(OH)_3 \rightleftharpoons HPO(OH)_2$	$As(OAg)_3$	$Sb(OH)_3$	$Bi(OH)_3$
$X_2O_2(OH)_4$	—	$P_2O_2(OH)_4$	—	—	—
.. $X_2O_3(OH)_2$	—	—	—	$Sb_2O_3(ONa)_2$	—
.. $XO_2\cdot OH$	$NO_2\cdot OH$	$PO_2\cdot OH$	$AsO_2\cdot OH$	$SbO_2\cdot OH$	$BiO_2\cdot OH$
.. $X_2O_3(OH)_4$	—	$P_2O_3(OH)_4$	$As_2O_3(OH)_4$	$Sb_2O_3(OH)_4$	—
.. $XO\cdot(OH)_3$	—	$PO(OH)_3$	$AsO(OH)_3$	$SbO(OH)_3$	—
.. $X(OH)_5$	—	—	—	—	—
کلورائیڈز — .. XCl_2	—	—	—	—	$BiCl_2$
.. $XOCl, XCl_3$	$NOCl$، NCl_3	PCl_3	$As(OH)_2Cl$، $AsOCl$	$SbOCl$، $SbCl_3$	$BiOCl, BiCl_3$
.. $XOCl_3, XCl_5$	—	$POCl_3$, PCl_5	$AsCl_3$	$SbCl_5$	—

* جن صورتوں میں خود ترشہ وجود پذیر نہیں، سوڈیم کا نمک یا کوئی اور نمک جدول میں درج کیا گیا ہے۔

جب ہم ذیلی گروہ ب سے ذیلی گروہ ا کی طرف آتے ہیں تو معلوم ہوتا ہے کہ اس ذیلی گروہ کا کوئی رُکن گیسی ہائیڈرائیڈز پیدا نہیں کرتا۔ اور یہ امر ہمارے سابقہ مشاہدے سے مطابقت ہی رکھتا ہے۔ یعنی ا ذیلی گروہوں کے ارکان طیران پذیر ہائیڈرائیڈز یا طیران پذیر دھاتی نامیاتی مرکبات پیدا کرنے سے قاصر ہیں۔

پچھلے صفحے پر جو خلاصہ جدول کی شکل میں پیش کیا گیا ہے، اس سے یہ معلوم ہوگا کہ ان عناصر کے آکسیجن کے ساتھ متعدد مرکبات وجود پذیر ہیں جو مختلف اصناف سے تعلق رکھتے ہیں۔ کسی گروہ کے آکسائیڈز یا ہائیڈر آکسائیڈز کے عام مطالعے میں دو باتوں کو ذہن نشین کرلینا چاہیے۔ (۱) وزنِ جوہر کے ارتقا سے ترشہ زا خواص میں انحطاط واقع ہوتا ہے اور یہ خواص ذیلی گروہ ا کی بہ نسبت ذیلی گروہ ب میں زیادہ قائم رہتے ہیں۔ (۲) آکسیجن کے اضافے سے کسی عنصر کے ترشہ زا خواص میں ترقی ہوتی ہے۔ مثلاً (۱) اگر صنف R_2O_5 پر غور کیا جائے تو معلوم ہوتا ہے کہ سلسلہ As_2O_5، P_2O_5، N_2O_5، Bi_2O_5، Sb_2O_5 میں ترشہ زا خواص رُکن بہ رُکن گھٹتے جاتے ہیں۔ اور (۲) اگر سلسلہ $NH_4OH \rightarrow N(OH)_5$ پر غور کیا جائے جس کا آخر الذکر رُکن اپنی بیٹا شکل $NO_2 \cdot OH$ میں وجود پذیر ہے، تو معلوم ہوگا کہ مرکبات کے خواص ایک کمزور اساس سے ایک طاقتور ترشے میں تبدیل ہوتے ہیں۔

چونکہ نائیٹروجن اور فاسفورس کی انفرادی حیثیت بہت اہم ہے، اور وہ بعض ایسے اصناف کے مرکبات بھی پیدا کرتی ہیں جو اس گروہ کے دوسرے ارکان کی صورت میں وجود پذیر نہیں ہیں، اس لیے ان دونوں کا الگ الگ مطالعہ باعث سہولت ہوگا۔ اس کے بعد آرسینک، اینٹیمنی اور بسمتھ کا آپس میں نیز فاسفورس کے ساتھ مقابلہ کیا جائیگا، اور آخر میں ذیلی گروہ ا کے ارکان کا مختصراً ذکر ہوگا۔

نائیٹروجن

کرۂ ہوا، نائیٹروجن کا سب سے بڑا ذخیرہ ہے۔ لہٰذا کرۂ ارض پر اس عنصر کا بیشتر حصہ آزادانہ پایا جاتا ہے۔ نائیٹروجن کی غیر عاملیت یعنی دیگر عناصر کے ساتھ اس کا

مشکل سے ترکیب پانا اس کا باعث قرار دیا جاسکتا ہے۔

نائیٹروجن کی تثبیت اور دوران کے موضوع سے اس باب کے آخر میں بحث کی جائیگی۔ یہاں یہ بتایا جاسکتا ہے کہ مصنوعی طور پر نائیٹروجن کی تیاری کے طریقے یا تو امونیا اور اس کے مشتقات کی تکسید اور یا نائیٹروجن کے آکسائیڈز کی تحویل پر مبنی ہیں۔

اور یہ حسبِ ذیل تعاملات سے ظاہر ہے:۔

$$4NH_3+3H_2 = 2N_2+6H_2O.$$

$$2NH_3+3CuO = N_2+3Cu+3H_2O.$$

$$2NH_3+3Cl_2 = N_2+6HCl.$$

$$2NH_3+3NaOBr = N_2+3NaBr+3H_2O.$$

$$CO(NH_2)_2+3NaOBr+2NaOH=N_2+3NaBr+Na_2CO_3+3H_2O.$$

$$NH_4NO_2=N_2+2H_2O.$$

$$(NH_4)_2Cr_2O_7=N_2+Cr_2O_3+4H_2O.$$

$$N_2O+Cu=N_2+CuO.$$

$$2NO+2Cu=N_2+2CuO.$$

عامل نائیٹروجن ـــ اگر نائیٹروجن کو جو پست دباؤ کے ماتحت ایک نلی میں سے گزر رہی ہو اعلیٰ تناؤ کے برقی اخراج کے زیرِ اثر رکھا جائے، تو یہ گیس چمکنے لگتی ہے اور ایک عامل شکل میں جو غالباً جوہری نائیٹروجن ہے تبدیل ہو جاتی ہے۔[ہ] یہ عامل نائیٹروجن سفید فاسفورس کو سُرخ میں تبدیل کر دیتی، سوڈیم اور پارے کے ساتھ ۱۵۰° پر مل کر نائیٹرائیڈز بناتی، اور NO کے ساتھ NO_2+N_2 اور ایسٹیلین کے ساتھ مل کر HCN پیدا کرتی ہے۔

ہ Strutt, Chem. Soc. Trans. (1918); 113, 200.

نائیٹروجن کے ہائیڈرائیڈز

ہائیڈروجن کے ساتھ مل کر نائیٹروجن حسبِ ذیل مرکبات پیدا کرتی ہے :-

NH_3 ایمونیا۔
N_2H_4 ہائیڈریزین یا ڈائی ایمائیڈ۔
N_2H_2 ڈائی اِمائیڈ (وجود مشتبہ ہے)۔
N_3H ہائیڈریزوئک ترشہ یا ایزوامائیڈ۔

مرکبات کے اس سلسلے کے خواص ہائیڈروجن کا تناسب گھٹنے پر بالتدریج اساسی سے ترشئی میں تبدیل ہوتے ہیں N_3H ، SH_2 سے زیادہ ترشئی ہے اور گروہ ہفتم کے ہائیڈر ترشوں کے ساتھ لگا کھاتا ہے۔ یعنی گروہ N_3 ایک لونجنی جوہر کے مماثل ہے۔ یہ ایک عام واقعہ ہے کہ ہائیڈروجن کا تناسب گھٹ جانے سے ترشیت میں اضافہ ہوتا ہے، چنانچہ کاربن کے بعض مرکبات سے بھی اس کی بخوبی توضیح ہوتی ہے۔ مثلاً سلسلہ

$$C_2H_2 \text{ ، } C_2H_4 \text{ ، } C_2H_6$$

میں صرف آخری مرکب (ایسٹیلین) ہی ترشئی خواص کا اظہار کرتا ہے۔ اس میں ہائیڈروجن کے جوہروں کی جگہ دھاتیں لے سکتی ہیں۔

ایمونیا NH_3 — اس شئے کے متعلق کچھ زیادہ بیان کرنے کی ضرورت نہیں۔ اس کی تیاری کے طریقوں اور خواص سے سب خوب واقف ہیں۔

NH_3 میں ہائیڈروجن کے ایک یا ایک سے زیادہ جوہروں کی جگہ مختلف عناصر یا اصلیے داخل کیے جا سکتے ہیں، اور حاصل شدہ مرکب کی نوعیت بدلی جوہر یا گروہ پر منحصر ہوتی ہے۔ قلوی دھاتوں سے صنف NH_2M کے مرکبات بنتے ہیں۔ مثلاً سوڈ ایمائیڈ، NH_2Na جو پانی کے ساتھ مل کر ایمونیا اور سوڈیئم ہائیڈرا کسائیڈ میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ سوڈیئم ہائیپو کلورائیٹ سے کلورایمین NH_2Cl بنتا ہے۔ یہ ایک ناقیام پذیر تیل ہے جو قلیوں سے

NH_3 اور N_2 میں تحلیل ہوجاتا ہے۔ ہائیڈروجن کے ایک، دو یا تین جوہروں کے بجائے ہائیڈروکاربن اصلیے بھی داخل کیے جاسکتے ہیں جس سے علی الترتیب اصلی، ثانوی اور ثالثی امینز حاصل ہوتے ہیں۔ دُہنی امینز امونیا سے زیادہ اساسی ہیں۔ ہائیڈروجن کے جوہروں کے بجائے ان اصلیوں کو یکے بعد دیگرے داخل کرنے سے اساسی خواص بڑھتے جاتے ہیں[1]، جیسا کہ سلسلہ NH_3 ؛ $NH_2\cdot C_2H_5$، $NH(C_2H_5)_2$، $N(C_2H_5)_3$ کی مثال سے ظاہر ہے۔ عطری امینز امونیا سے کم اساسی ہیں۔ اس صورت میں متواتر عملِ بدل سے اساسی خواص گھٹتے جاتے ہیں، جیسا کہ سلسلہ NH_3، $NH_2C_6H_5$، $NH(C_6H_5)_2$، $N(C_6H_5)_3$ سے ظاہر ہے۔ ٹرائی فینل امین $N(C_6H_5)_3$ اساس نہیں ہے۔

ترشئی کلورائیڈز کے تعامل سے امونیا ایمائیڈز RNH_2 پیدا کرتا ہے، جو یا تو تعدیلی ہوتے ہیں اور یا بہت کمزور اساسی یا ترشئی خواص کا اظہار کرتے ہیں۔ ایسٹ ایمائیڈ $CH_3\,CO\cdot NH_2$، ہائیڈروکلورک ترشے کے ساتھ مل کر ناقیام پذیر نمک $CH_3\cdot CO\cdot NH_3Cl$ پیدا کرنے میں کمزور اساسی، اور مرکیورک آکسائیڈ کو حل کرکے $(CH_3\,CO\,NH)_2Hg$ پیدا کرنے میں کمزور ترشئی خواص کا اظہار کرتا ہے۔

ہائیڈریزین یا ڈائی ایمائیڈ N_2H_4 $(=H_2N-NH_2)$

۱۸۸۷ء میں کرٹیئس[2] نے ہلکائے معدنی ترشوں سے ٹرائی ڈائی ایزو ایسیٹک ترشے کو آب پاشیدہ کرکے تیار کیا تھا:-

$$C_3H_3N_6(COOH)_3 + 6H_2O = 3(COOH)_2 + 3N_2H_4.$$

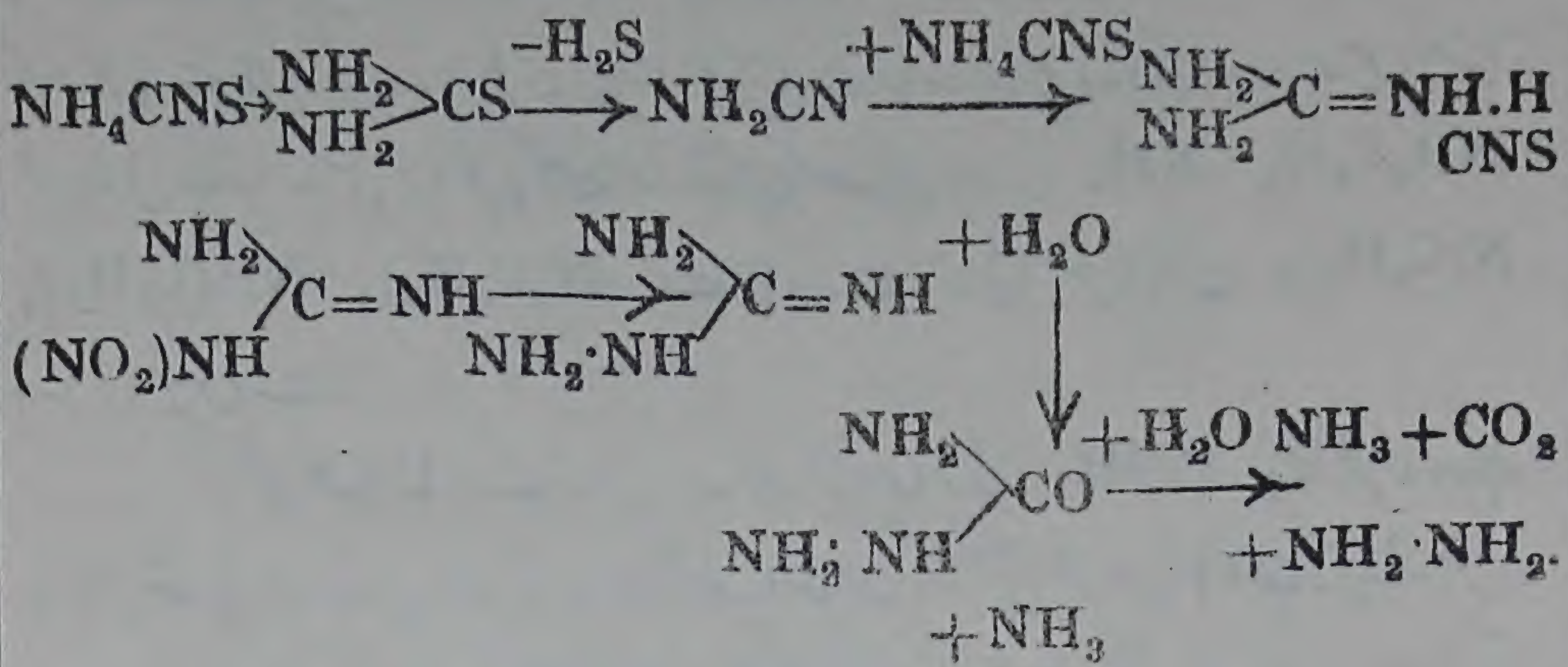
ٹرائی ڈائی ایزو ایسیٹک ترشہ   آکسیلک ترشہ

ہائیڈریزین تیار کرنے کے لیے امونیئم تھایو سائنیٹ بہت دیر تک گرم کیا جاتا ہے،

[1] نوٹ ۳۵ - صفحہ ۶۴۵

[2] Curtius

اور اس طرح جو گوانیڈین[1] حاصل ہوتا ہے اُس کا نائیٹریشن عمل میں لایا جاتا ہے۔ بعد ازاں نائیٹروگوانیڈین تُرشئی محلول میں تحویل کیا جاتا ہے۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ کے نکل جانے کے بعد جو ضمناً بنتا ہے، ہائیڈریزین کا نمک حاصل ہوتا ہے۔ اس میں حسبِ ذیل تغیرات واقع ہوتے ہیں:—



ہائیڈریزین غیر نامیاتی ذرائع سے بھی تیار کیا جا سکتا ہے۔ اس غرض سے پوٹاسیئم نائیٹروسوسلفیٹ، جو نائیٹرک آکسائیڈ اور پوٹاسیئم سلفائیٹ کے اتحاد سے حاصل ہوتا ہے، آبی محلول میں ملغم سوڈیم سے تحویل کیا جاتا ہے۔ تعامل غالباً یہ ہے:—[2]

$$KON=N\cdot O\cdot SO_3K+6H=N_2H_4+K_2SO_4+H_2O.$$

اسی ملغم سے مزید تحویل پر امیونیا بن جاتا ہے۔

ہائیڈریزین کی تیاری کا بہترین طریقہ یہ ہے کہ امیونیا کے محلول کی سوڈیم ہائپوکلورائیٹ کے ذریعے سے تھوڑی سی سریش کی موجودگی میں، جو ایک محافظ لسونت[3] کا عمل کرتی ہے، تکسید کی جائے۔ بیرلرش تعامل $2NH_2Cl+N_2H_4=2NH_4Cl+N_2$

[1] guanidine

[2] Divers and Haga, Chem. Soc. Trans. (1895), 67, 1101; (1896), 69, 1610. Duden, Ber. (1894), 27, 3498.

[3] †Joyner, Chem. Soc. Trans. (1923), 123, 1114.

کو روک کر دیتی ہے۔ ہائیڈریزین دو مرحلوں میں پیدا ہوتا ہے۔ مانو کلورامین درمیانی حاصل ہے۔

$$NH_3 + NaOCl = NH_2Cl + NaOH$$

$$NH_3 + NH_2Cl = NH_2.NH_2 + HCl$$ ے

اس محلول میں سلفیورک ترشہ ملایا جاتا ہے اور ہائیڈریزین سلفیٹ کی قلمیں تیار کرلی جاتی ہیں۔

ہائیڈریزین کا آبی محلول جو اس کے نمک کو قلی کے ساتھ کشید کر کے تیار کیا جاتا ہے، قلویانہ تعامل کرتا، اور غالباً ڈائی ہائیڈریٹ $HO{\cdot}NH_3{\cdot}NH_3{\cdot}OH$ پر مشتمل ہوتا ہے۔ اس کی تبخیر سے مانو ہائیڈریٹ حاصل ہوتا ہے۔ یہ ایک بے حد انعطاف انگیز مائع ہے جو پانی سے کسی قدر بھاری ہے، اور ۱۱۸ء۵° پر جوش کھاتا اور -۴۰° پر بھی مائع ہی رہتا ہے۔ اس کو ہم ہائیڈریزونیم ہائیڈرا اکسائیڈ $NH_2{\cdot}NH_3OH$ قرار دے سکتے ہیں۔

خالص ہائیڈریزین لوبری دی برُوئن[1] نے ہائیڈریٹ کو نابیدہ بریطا کے ساتھ پست دباؤ کے ماتحت کشید کر کے تیار کیا تھا۔ یہ ایک نمگیر مائع ہے جو معمولی دباؤ کے تحت ۱۱۳ء۵° پر جوش کھاتا اور ۱ء۴° پر منجمد ہوتا ہے۔ پانی کے ساتھ یہ تندی سے تعامل کرتا اور مانو ہائیڈریٹ بنا دیتا ہے۔ گرم کرنے پر یہ یوں تحلیل ہوتا ہے:۔

$$3N_2H_4 = N_2 + 4NH_3$$

ہائیڈریزین طاقتور محوّل ہے۔ کرۂ ہوا کی تپش پر چاندی پارے اور سونے کی ان دھاتوں کے محلولوں سے ترسیب کر دیتا ہے۔ فہلنگ کے محلول کو بھی آسانی سے تحویل کرتا ہے۔ تعامل کا لُب لباب اس مساوات سے ظاہر کیا جا سکتا ہے۔

$$N_2H_4 + 2O = N_2 + 2H_2O$$

[1] Lobry de Bruyn

ے نوٹ ۳۶۔ صفحہ ۶۴۵

نائیٹروجن خارج ہوجاتی ہے۔ اگر ہائیڈروجن پر آکسائیڈ اور سلفیورک ترشے کے ذریعے سے ہائیڈریزین تکسید کیا جائے تو ایزوِ امائیڈ N_3H بنتا ہے۔

ہائیڈریزین کے دو ہائیڈروکلورائیڈز ہیں۔ N_2H_4 ، HCl اور $N_2H_4,2HCl$ - یہ دونوں ہنک پانی میں بہ آسانی حل پذیر ہیں۔

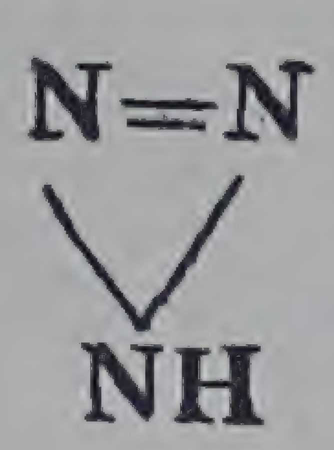
ڈائی ہائیڈروکلورائیڈ ۱۹۸° پر پگلتا ہے، اور HCl کے نقصان سے مانوہائیڈروکلورائیڈ میں جو ۸۹° پر پگلتا ہے تبدیل ہوجاتا ہے۔

سلفیٹ $N_2H_4.H_2SO_4$ پانی میں کم حل پذیر ہے۔

گو ہائیڈریزین زمانۂ حال ہی میں تیار کیا گیا ہے۔ تاہم اس کے بدلی مرکبات بالخصوص فینل ہائیڈریزین $C_6H_5{\cdot}NH{\cdot}NH_2$ پہلے معلوم ہوچکے تھے۔ ہائیڈریزین اور اس کے مشتقات سے ہائیڈریزائیڈز $RCO.NH.NH_2$ اور ہائیڈریزونز $R_2C{:}N.NH_2$ کی پیدائش، کاربن کے مرکبات کے مطالعے میں بہت کار آمد تعاملات ہیں۔

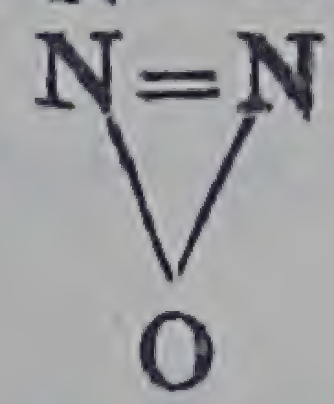
ہائیڈریزوئک ترشہ یا ایزوِ امائیڈ N_3H

حسب ذیل اشیا میں ایزو گروہ $-N=N-$ موجود ہے:-



ایزوِ امائیڈ

$HO{\cdot}N=N.OH$ ہائپو نائیٹرس ترشہ



نائیٹرس آکسائیڈ

ڈائی امائیڈ $HN=NH$ بھی اسی زمرے میں شامل ہے لیکن کبھی جدا نہیں کیا جا سکا۔ تھیلے[1] نے ہائیڈریزوئک ترشے کی ساخت ظاہر کرنے کے لیے اس کے بجائے ضابطہ $N:N:NH$ تجویز کیا ہے، کیونکہ اس کی تحویل سے NH_3 اور N_2H_4 پیدا ہوتا ہے۔ NaN_3 اور NaNCO کے خواص کی مشابہت سے اس نقطۂ نظر کی تائید ہوتی ہے[2]۔

[1] Thiele

[2] Crauston and Livingstone chem. Soc. Frans (1926) 501

نوٹ ۳۰۷ - صفحہ ۶۴۵

ایزو اِمائیڈ ہائیڈریزین کے نمکوں پر نائٹرس ترشے کے عمل سے تیار کیا جا سکتا ہے۔ یہ طریقہ ایمونیئم نمکوں سے نائٹروجن کی تیاری کے مماثل ہے۔

$$\begin{array}{l} NH_2 \\ | \\ H\cdot HCl \end{array} + NO\cdot OH = \begin{array}{l} N \\ \| \\ N \end{array}\!\!\Big\rangle + 2H_2O + HCl$$

$$\begin{array}{l} NH_2 \\ | \\ NH_2\cdot HCl \end{array} + NO\cdot OH = \begin{array}{l} N \\ \| \\ N \end{array}\!\!\Big\rangle NH + 2H_2O + HCl.$$

لیکن کرٹیئس نے پہلے پہل اسی کے مماثل تعامل سے کام لے کر یہ مرکب ہپیورِل ہائیڈریزین[ہ] $(C_6H_5CO\cdot NH\cdot CH_2.CO\cdot NH\cdot NH_2)$ سے تیار کیا تھا۔ اس طرح جو ہپیورِل ایزو اِمائیڈ بنتا ہے، وہ ہلکائے ترشے یا قلی سے آب پاشیدہ کر لیا جاتا ہے۔

ڈبلیو وِسلِسینس[لہ] نے نائٹرس آکسائیڈ اور سوڈامائیڈ کے باہمی تعامل سے ایزو اِمائیڈ یوں تیار کیا ہے:۔

$$2NaNH_2 + N_2O = NaN_3 + NH_3 + NaOH,$$

سوڈیم نمک کو سلفیورک ترشے سے تحلیل کر کے ترشہ عمل کشید سے حاصل کیا جاتا ہے۔

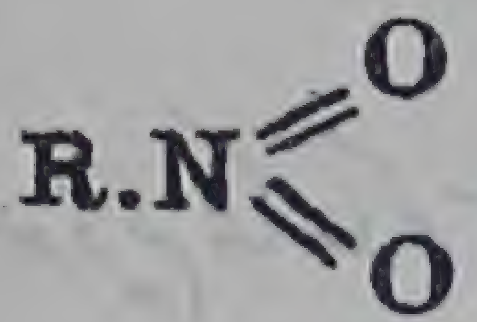
خالص ایزو اِمائیڈ، پوٹاسیئم نمک کو ہلکائے سلفیورک ترشے کے ساتھ کشید کرنے اور خشک کردہ بخارات کو مائع ہوا سے تکثیف کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔ یہ دھنستی ہوئی بُو والا سیلان پذیر مائع ہے جو ۳۷° پر جوش کھاتا اور ۸۰-° پر منجمد ہوتا ہے، یہ نہایت دھماکو شے ہے۔ اس کا ہلکا یا آبی محلول تقریباً ۱ فی صد کی حد تک برق پاشیدگانہ انغراق واقع ہونے کی وجہ سے تُرشگانہ تعامل کرتا ہے۔ اسی وجہ سے یہ ہائیڈریزوئک ترشے کے نام سے موسوم ہے اور اس کے نمک ہائیڈریزوئیٹس یا ایزائیڈز کہلاتے ہیں۔ نقرئی، مرکیورس اور سُربی نمک پانی میں کم حل پذیر

ہ Hippuryl hydrazine   لہ W. Wislicenus

ہیں۔ اس بات میں وہ متناظر ہیلائیڈز کے مشابہ ہیں۔ ترشے کی طرح یہ نمک بھی دھماکو ہیں۔

نائیٹروجن کے بعض مرکبات کی جماعت بندی

اگر مختلف قسموں کے مرکبات جن میں نائیٹروجن کا صرف ایک جوہر شامل ہوتا ہے حسب ذیل نقشے کے مطابق جس سے تکسید کی مختلف منازل ظاہر ہیں، اجمالاً مرتب کیے جائیں تو فائدے سے خالی نہ ہوگا:-

NX_3	NX_5
NH_3 اساس	$NH_4Cl[NH_5]$
NH_2OH اساس	NH_4OH
$NH\cdot(OH)_2$ ڈائی ہائیڈراکسی ایمونیا	$[NH_3(OH)_2]$
نابیدگی کے حاصل	ONR_3 نابیدگی کا حاصل (آکسی امینیز)
$(N\cdot OH)_2$ ہائپونائیٹرس ترشہ	
N_2O اور	$[NH_2(OH)_3]$
$[N(OH)_3]$ آرتھونائیٹرس ترشہ	$[NH(OH)_4]$
$NO\cdot OH$ (میٹا) نائیٹرس ترشہ	 نابیدگی کا حاصل (نائیٹرو مرکبات)
N_2O_3 نابید	
	$HNO_3,2H_2O$ آرتھونائیٹرک ترشہ $[N(OH)_5]$
	HNO_3,H_2O میسونائیٹرک ترشہ $[NO(OH_3)]$
	$NO_2\cdot OH$ (میٹا) نائیٹرک ترشہ
	N_2O_5 نابید

جن مرکبات کے ضابطے مربع خطوط وحدانی میں لکھے گئے ہیں، وہ وجود پذیر نہیں۔

صنف NX_3

ہائیڈراکسل ایمین $NH_2\cdot OH$ (ہائکسی ایمونیا) ۱۸۶۵ء میں لوسن[۵] نے

۵ـ Lossen

دریافت کیا تھا۔ اس نے یہ مرکب نائیٹرک آکسائیڈ پر ناشی ہائیڈروجن کے عمل سے تیار کیا تھا:۔

$$2NO + 6H = 2NH_2 \cdot OH$$

نائیٹرک ترشے کو قلعی یا جست سے تحویل کرنے پر بھی یہ مرکب بنتا ہے۔ چنانچہ حسبِ ذیل آسان تجربے سے یہ تیار اور شناخت کیا جا سکتا ہے:۔

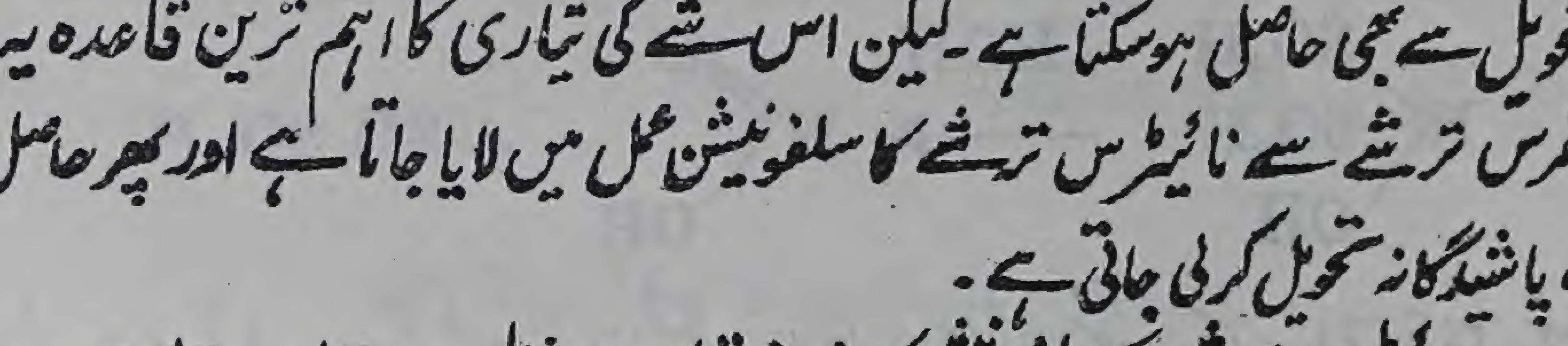
"جست پر کچھ ہلکا یا سلفیورک ترشہ ڈال کر تھوڑا سا نائیٹرک ترشہ ملاؤ۔ اُبال میں نمایاں کمی واقع ہوگی۔ نصف دقیقہ کے بعد ترشئی محلول کو دوسرے برتن میں اُنڈیل کر پوٹاش بہ افراط ملاؤ تاکہ زنک ہائیڈراکسائیڈ حل ہو جائے۔ پھر اس میں کاپر سلفیٹ کا بہت ہلکا یا محلول تھوڑا سا ملاؤ۔ آبیدہ کیوپرس آکسائیڈ کا زرد رسوب پیدا ہوگا۔"[۵]

یہ تعامل حسبِ ذیل مساوات سے تعبیر کیا جا سکتا ہے:۔

$$HNO_3 + 6H = NH_2.OH + 2H_2O.$$

ہائیڈراکسل امین، نائیٹرو پیریفنز مثلاً $CH_3 \cdot NO_2$، یا ایتھل نائیٹریٹ $C_2H_5NO_3$ کی تحویل سے بھی حاصل ہو سکتا ہے۔ لیکن اس شے کی تیاری کا اہم ترین قاعدہ یہ ہے کہ سلفرس ترشے سے نائیٹرس ترشے کا سلفونیشن عمل میں لایا جاتا ہے اور پھر حاصل کی آب پاشیدگانہ تحویل کر لی جاتی ہے۔

نائیٹرس ترشے کے سلفونیشن کا انداز تعاملات ذیل سے ظاہر ہوتا ہے:۔

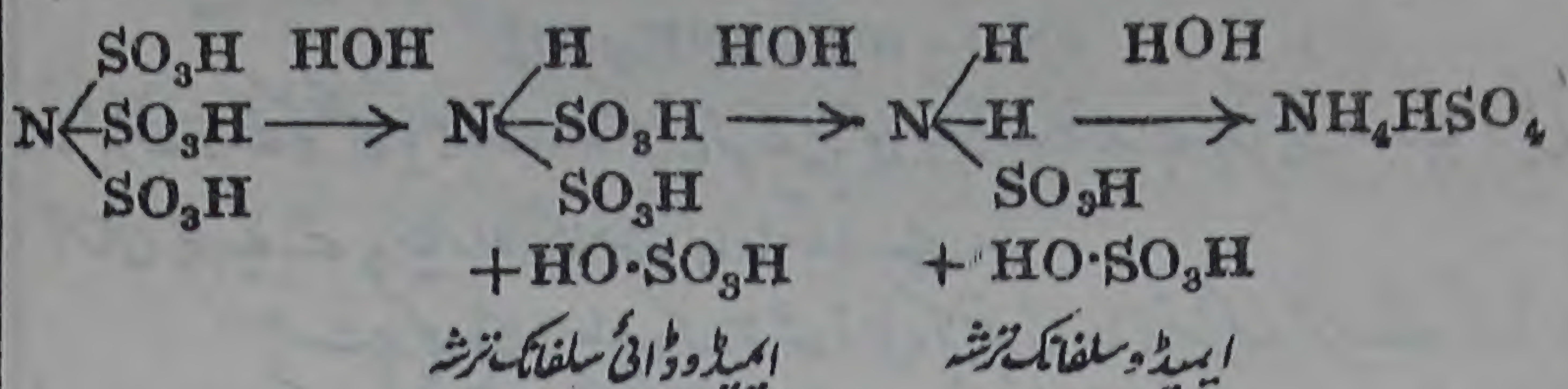


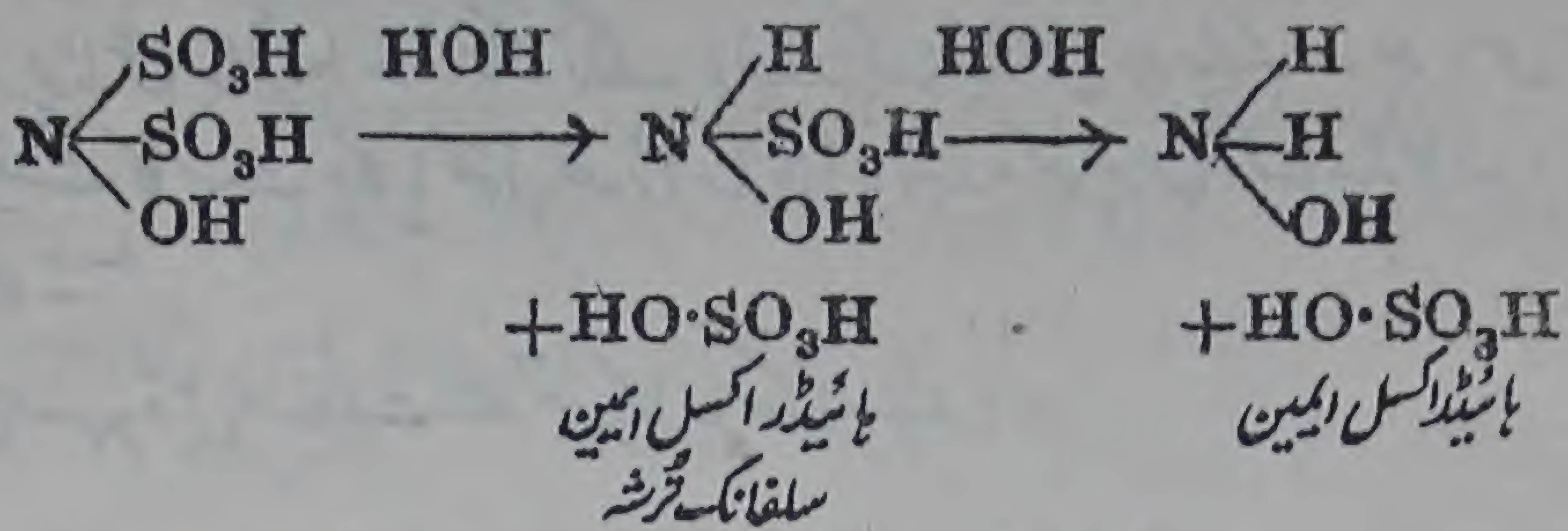
ہائیڈراکسل امین ڈائی سلفانک ترشہ

نائیٹرو سلفانک ترشہ

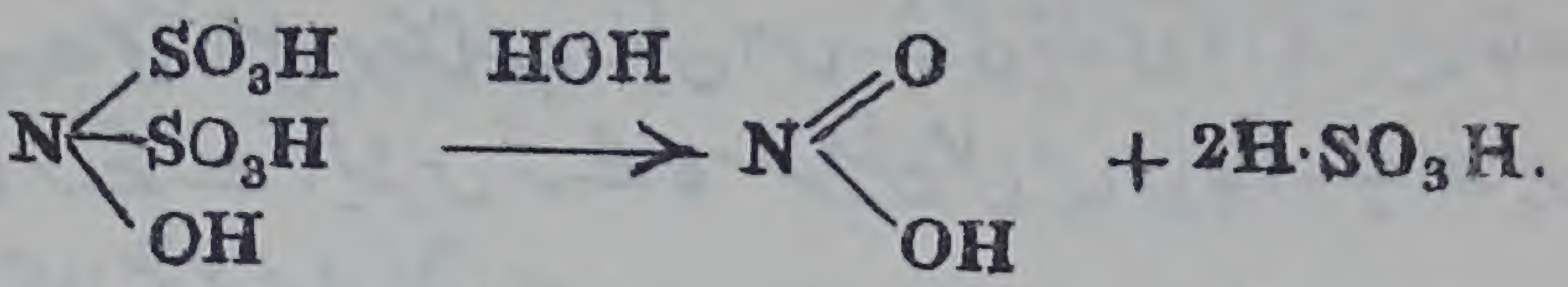
۵ ڈایُورز

ان دو حاصلوں کی آب پاشیدگی دو طرح سے عمل میں آسکتی ہے۔ اگر پانی یا ہلکا یا ترشہ استعمال کیا جائے تو سلفیورک ترشے کی پیدائش کے ساتھ ساتھ تحویل واقع ہوتی ہے:۔





اگر قلیوں سے آب پاشیدگی کی جائے تو تحویل واقع نہیں ہوتی۔ اور سلفائیٹ پھر پیدا ہو جاتا ہے:۔



ڈائیورز کا قول ہے کہ طبعی سلفائیٹس کا قلوی نائیٹرائیٹس کے ساتھ تعامل نہیں ہوتا۔ نائیٹرس اور سلفرس ترشوں میں تعامل ہوتا ہے، لیکن اس صورت میں حاصلوں کے ساتھ ملنے اور اُن کو قیام پذیر بنانے کے لیے اساس کی موجودگی ضروری ہے۔ اس طرح ہائیڈر اکسل ایمین ڈائی سلفانک اور نائیٹرلو سلفانک ترشوں کے قلوی نمک تیار کیے جاسکتے ہیں، اور جب اول الذکر کو ہلکائے ترشوں کے ساتھ جوش دیتے ہیں تو ہائیڈر اکسل ایمین کے نمک حاصل ہوتے ہیں:۔

سے نوٹ ۳۰۔ صفحہ ۶۷۶

$$HO\cdot N(SO_3Na)_2 + 2H_2O = HO\cdot NH_2\cdot H_2SO_4 + Na_2SO_4.$$

خالص نابیدہ ہائیڈراکسل ایمین ۱۸۹۱ء میں لوبری دی بروئن نے ہائیڈراکسل ایمین ہائیڈروکلورائیڈ میں سوڈیم میتھاکسائیڈ کا میتھل الکوہلی محلول ملا کر تیار کیا تھا۔ اس طرح سوڈیم کلورائیڈ کی ترسیب واقع ہوتی ہے :-

$$NH_2OH\cdot HCl + NaOCH_3 = NH_2OH + NaCl + CH_3OH.$$

اس کے بعد میتھل الکوہل کو عمل کشید سے خارج کر کے پست دباؤ کے تحت ہائیڈراکسل ایمین کی تکسید کی گئی۔ ایک سفید قلمی ٹھوس حاصل ہوا جس کا نقطہ اماعت °۳۳ اور ۲۲ مم دباؤ پر نقطۂ جوش °۵۸ تھا۔ کرسمر نے اُسی سال $ZnCl_2\cdot 2NH_2OH$ کو کشید کر کے ہائیڈراکسل ایمین تیار کیا۔

ہائیڈراکسل ایمین کا آبی محلول قلوی اور ناقیام پذیر ہے۔ بہت جلد نائٹروجن ایمونیا اور پانی میں یوں تحلیل ہوتا ہے۔ $3NH_2OH = N_2 + NH_3 + 3H_2O$

یہ تانبے، پارے، چاندی اور سونے کے محلولوں کو تحویل کرتا ہے اور آیوڈین کا رنگ کاٹ دیتا ہے۔ ان تعاملات کے دوران میں نائٹرس آکسائیڈ پیدا ہوتا ہے :-

$$2NH_2OH + 2O = N_2O + 3H_2O.$$

تاہم قلی کی موجودگی میں یہ فیرس لوہے کو یوں تکسید کرتا ہے :-

$$2Fe(OH)_2 + NH_2OH + H_2O = 2Fe(OH)_3 + NH_3$$

ہائیڈراکسل ایمین نائٹرس ترشے کے ساتھ تعامل کر کے پہلے ہائپونائٹرس ترشہ اور پھر نائٹرس آکسائیڈ پیدا کر دیتا ہے :-

$$NH_2OH + HONO = HON{=}NOH + H_2O$$

$$HON{=}NOH = N_2O + H_2O.$$

ے Crismer

ہائیڈراکسل امین، آکسیمز (Oximes) کی تیاری میں استعمال کیا جاتا ہے، جو ایلڈیہائیڈز اور کیٹونز سے تعامل ذیل کے مطابق حاصل ہوتے ہیں :۔

$$\begin{matrix}R_1\\R_2\end{matrix}\!\!>CO+H_2NOH=\begin{matrix}R_1\\R_2\end{matrix}\!\!>C{:}NOH+H_2O.$$

یہ زیادہ تر اپنے قلمی نمکوں مثلاً ہائیڈروکلورائیڈ، سلفیٹ، اور نائیٹریٹ کی شکل میں مشہور ہے، جو آزاد اساس سے زیادہ قیام پذیر ہیں۔

ہائیڈراکسل امین کے یک بدلی حاصل $NHR_1{\cdot}OH$ اور دو بدلی حاصل $NR_1R_2{\cdot}OH$ تو وجود پذیر ہیں، لیکن ہائیڈروجن کے تیسرے جوہر کے ہٹاؤ سے آکسی امین بن جاتا ہے۔ یعنی

$$N{<}\begin{matrix}OR\\R\\R\end{matrix} \longrightarrow O{=}N{<}\begin{matrix}R\\R\\R\end{matrix}$$

آکسی امینیز، جو اساسیں ہیں، سہ بدلی امینیز NR_3 پر ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے عمل سے بھی حاصل ہوتے ہیں۔

ایبلور[1] اور شاٹ[2] کا یہ خیال ہے کہ ہائیڈراکسل امین حسبِ ذیل حرکی ہم ترکیب شکلوں میں وجود پذیر ہوسکتا ہے :۔

$$NH_2{\cdot}OH \rightleftharpoons NH_3{:}O$$

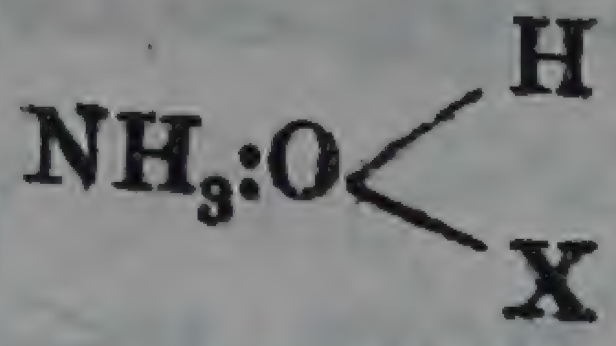
شکل $NH_3{\cdot}OH$ کو وہ کمزور ترشئی سمجھتے ہیں، کیونکہ کیلسیئم، ہائیڈراکسل امین سے ہائیڈروجن کو ہٹا کر کیلسیئم ہائیڈراکسل امیٹ $Ca(ONH_2)_2$ پیدا کر دیتی ہے۔ لہٰذا $NH_3{:}O$ اس کی اساسی شکل ہوگی[3] اور ہائیڈراکسل امین کے نمک

[1] Schott Eblor

[2] [J. Pr. Chem. (1908), ii, 78, 289.]

[3] Dunstan and Goulding, Chem.Soc.Trans.(1899), 75, 1004

آکسونیئم مرکبات



متصور ہونگے۔۵

ہائیپو نائیٹرس ترشہ، $H_2N_2O_2$ تکسید کی منازل کے اعتبار سے

ہائیڈر اکسل امین اور نائیٹرس ترشے کے بین بین ہے۔ امیونیا کے مخصوص اساسی خواص جو ہائیڈر اکسل امین میں کم نمایاں ہیں، ہائیپو نائیٹرس ترشے میں جو طاقت کے لحاظ سے کاربانک ترشے کے لگ بھگ ہے، کمزور ترشئی ہو جاتے ہیں۔ نائیٹرس ترشے کے اندر ترشئی خواص میں مزید بیشی واقع ہوتی ہے۔

ہائیڈر اکسل امین اور نائیٹرس ترشے کے ساتھ ہائیپو نائیٹرس ترشے کے رشتے پر غور کر لینے کے بعد، اس کی تیاری کے لیے حسبِ ذیل قاعدے تجویز کیے جا سکتے ہیں:۔

(ا) نائیٹرس ترشے کی تحویل۔

(ب) ہائیڈر اکسل امین کی تکسید۔

(ج) ہائیڈر اکسل امین کے ساتھ نائیٹرس ترشے کا امتزاج۔

ان میں سے ہر طریقہ ممکن العمل ہے۔

(ا) سوڈیم نائیٹرائیٹ کے محلول پر ملغم سوڈیم کے عمل سے سوڈیم ہائیپو نائیٹرائیٹ بن جاتا ہے:۔

$$2NaONO + 4H = NaO{\cdot}N{=}N{\cdot}ONa + 2H_2O$$

جیسا کہ پہلے بھی بیان ہو چکا ہے، نائیٹرس ترشے کے سلفونیشن سے جو

۵ نوٹ ۳۹۔ صفحہ ۷۴۶

ہائیڈراکسل امیین ڈائی سلفانک ترشہ حاصل ہوتا ہے، اگر اس کی آب پاشیدگانہ تحویل کی جائے تو ہائیڈراکسل امیین سلفانک ترشہ بن جاتا ہے :-

$$N{<}\begin{matrix}SO_3H\\SO_3H\\OH\end{matrix}+HOH=N{<}\begin{matrix}SO_3H\\H\\OH\end{matrix}+H_2SO_4.$$

اب اگر اس ترشے کا قلوی نمک کاوی قلی کے ساتھ پگھلا کر آب پاشیدہ کیا جائے (اس طرح تحویل واقع نہیں ہوتی) تو ہائیپو نائیٹرائیٹ حاصل ہوتا ہے :-

$$2N{<}\begin{matrix}SO_3Na\\H\\OH\end{matrix}+4NaOH=\begin{matrix}N.ONa\\\|\\N.ONa\end{matrix}+2Na_2SO_3+4H_2O;$$

غرضکہ نائیٹرس ترشہ اس طرح بالواسطہ ہائیپو نائیٹرس ترشے میں تحویل ہو جاتا ہے۔

(ب) سوڈیئم ہائیپو برومائیٹ یا سلور آکسائیڈ سے ہائیڈراکسل امیین کو تکسید کرنے پر بھی ہائیپو نائیٹرس ترشہ بن جاتا ہے۔

(ج) ہائیڈراکسل امیین کے میتھل الکوہلی محلول میں نائیٹرس اینہائیڈرائیڈ داخل کرنے سے بھی ہائیپو نائیٹرس ترشہ حاصل ہوتا ہے :-

$$2NH_2OH+N_2O_3=2H_2N_2O_2+H_2O.$$

اگر اس ترشے کے قلوی نمک کے محلول میں سلور نائیٹریٹ ملایا جائے تو سلور ہائیپو نائیٹرائیٹ کا زرد رسوب پیدا ہوتا ہے۔ اس میں ہائیڈروکلورک ترشے کا ایتھری محلول ملانے سے خود ہائیپو نائیٹرس ترشہ جدا کیا جا سکتا ہے۔ ایتھر کے اڑ جانے کے بعد ترشہ سفید قلمی ٹھوس شکل میں باقی بچتا ہے۔ سرد پانی میں یہ حل ہو جاتا ہے لیکن گرم کرنے پر اس کا محلول تحلیل ہوتا ہے، جس سے نائیٹرس آکسائیڈ خارج ہوتا ہے۔

ہائیپو نائیٹرس ترشے کا وزنِ سالمہ جو برف نمائی قاعدے سے دریافت کیا گیا ہے ضابطہ $H_2N_2O_2$ کے مطابق ہے۔ اس کے ترشئی اور طبعی نمک

وجود پذیر ہیں، مثلاً KHN_2O_2 اور $K_2N_2O_2$ -ان امور اور اس کی تیاری کے قاعدوں سے ظاہر ہے کہ ہائپونائیٹرس ترشہ ڈائی ایزو ڈائی ہائیڈر اکسائیڈ ہے۔ نائیٹروجن کی مکانی ہم ترکیبی کے متعلق ہانتش[1] اور ورنر[2] کے نظریے کے رُو سے اس قسم کی شے دو مکانی ہم ترکیب شکلوں میں، جو علی الترتیب متماثل اور غیر متماثل شکلیں کہلاتی ہیں وجود پذیر ہو سکتی ہے :-

$$\begin{array}{c} N.OH \\ \| \\ HO.N \end{array} \qquad\qquad \begin{array}{c} N.OH \\ \| \\ N.OH \end{array}$$

غیر متماثل شکل   متماثل شکل

اگر اس قسم کے دو مرکب درحقیقت وجود پذیر ہوں تو ہائیڈراکسل گروہوں کی زیادہ قُربت کی وجہ سے غیر متماثل شکل کی بہ نسبت متماثل شکل زیادہ آسانی سے نائیٹرس آکسائیڈ اور پانی میں تحلیل ہونی چاہیے۔

فی الحقیقت ہائپونائٹرس ترشے کا ایک ہم ترکیب وجود پذیر ہے جو نائیٹریمائیڈ کہلاتا ہے اور نائیٹرک ترشے کا ایمائیڈ ہے۔ یہ شے نائیٹروکاربیمک ترشے کے نمکوں کی ترشئ آب پاشیدگی سے حاصل ہوتی ہے :-

$$CO\begin{array}{l} \diagup OK \\ \diagdown NH.NO_2 \end{array} + H_2O = CO\begin{array}{l} \diagup OK \\ \diagdown OH \end{array} + NH_2NO_2 .$$

نائیٹریمائیڈ کی قلمیں سفید پتیوں کی طرح ہوتی ہیں۔ یہ ۷۲° سے ۷۵° پر پگھلتا اور ساتھ ہی فی الفور تحلیل ہوجاتا ہے۔ آبی محلول طاقتور ترشئی ہوتا ہے۔ اس کے نمکوں کا محلول آسانی سے تحلیل ہوتا ہے، جس سے نائیٹرس آکسائید خارج ہوتا ہے۔

ان وجوہ کی بنا پر یہ شے نائیٹرک ترُشے کا ایمائیڈ قرار نہیں دی جاسکتی۔

[1] Hantzsch   [2] Werner

اس کی ساخت کے متعلق دو مختلف رائیں ظاہر کی گئی ہیں۔ تھیلیے اس کو اِمیڈو نائیٹرک ترشہ

$HN{=}N\langle^{O}_{OH}$ تصور کرتا ہے جس میں ہائیڈروجن کے دونوں جوہروں کی جگہ

دھاتیں لے سکتی ہیں۔ ہانتش ——— کی یہ رائے ہے کہ یہ مرکب متماثل ڈائی ایزو ہائیڈراکسائیڈ ہے، کیونکہ گرم کرنے پر یہ نہایت آسانی سے تحلیل ہوکر نائیٹرس آکسائیڈ پیدا کر دیتا ہے:-

$$\begin{matrix}N.OH\\ \|\\ N.OH\end{matrix} = \begin{matrix}N\\ \|\\ N\end{matrix}\rangle O + H_2O$$

لہذا ہائیپو نائیٹرس ترشہ غیر متماثل ڈائی ایزو ہائیڈراکسائیڈ ہونا چاہیے:-

$$\begin{matrix} & N{\cdot}OH\\ & \|\\ OH{\cdot} & N\end{matrix}$$

نائیٹرس ترشہ ——— ایمونیا کا آخری تکسیدی حاصل ہائیپو نائیٹرس ترشے سے بھی زیادہ ناقیام پذیر ہے، کیونکہ آخرالذکر تو خالص تیار کیا جا سکتا ہے مگر نائیٹرس ترشہ خالص تیار نہیں کیا جا سکتا۔ اس کی آرتھو شکل $N(OH)_3$ اور اُس کے متناظر نمک وجود پذیر نہیں ہیں۔ نائیٹرائیٹس $NO{\cdot}OM$ میٹا نمک ہیں۔ یہ نمک خود تو بہت قیام پذیر ہیں لیکن ان سے جب ترشہ محلول میں آزاد ہوتا ہے تو یوں تحلیل ہو جاتا ہے:-

$$4HNO_2 = 2NO + 2NO_2 + 2H_2O;$$

مگر NO_2 کا پانی سے یوں تعامل ہوتا ہے:-

$$2NO_2 + H_2O = HNO_2 + HNO_3$$

لہذا اگر محلول مرتکز نہ ہو تو بھورا NO_2 خارج نہیں ہوتا اور نتیجہ جو ان مساواتوں کے مجموعے سے ظاہر کیا جاتا ہے حسب ذیل ہے :-

$$3HNO_2 = 2NO + HNO_3 + H_2O$$

پست تپش پر پانی میں نائیٹرس اینہائیڈرائیڈ کو حل کرنے سے نائیٹرس ترشے کا جو محلول بنتا ہے، اُس کو خفیف سا گرم کرنے پر بھی یہی تغیر واقع ہوتا ہے۔

جب سلور نائیٹرائیٹ کا کسی ایلکل آیوڈائیڈ کے ساتھ تعامل ہوتا ہے، تو نائیٹرو پیرافین یا نائیٹرو پیرافین اور ایلکل نائیٹرائیٹ کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے۔ میتھل آیوڈائیڈ سے صرف نائیٹرو میتھین $CH_3.NO_2$ بنتا ہے۔ ایتھل آئیوڈائیڈ سے نائیٹرو ایتھین $C_2H_5 \cdot NO_2$ اور ایتھل نائیٹرائیٹ $C_2H_5 \cdot O \cdot NO$ کا آمیزہ پیدا ہوتا ہے۔ اور مماثل سلسلے میں آگے بڑھنے سے نائیٹرو مشتق کا تناسب کم ہوتا جاتا ہے۔ اس سے یہ نتیجہ نکالا جا سکتا ہے کہ یا تو سلور نائیٹرائیٹ دو شکلوں $Ag \cdot O \cdot NO$ اور $AgNO_2$ میں وجود پذیر ہے، اور یا ایلکل نائیٹرائیٹس جزوی طور پر یا تمامتر نائیٹرو پیرافنز میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔ چونکہ مختلف ایلکل مرکبات استعمال کرنے سے نائیٹرائیٹ اور نائیٹرو مرکب کی حاصل شدہ مقدار کا تناسب کم و بیش ہوتا ہے، لہذا معقول طور پر یہ فرض کیا جا سکتا ہے کہ سلور نائیٹرائیٹ کی ساخت کے بجائے زیادہ تر ایلکل مرکبات اس اختلاف کے ذمہ دار ہیں۔ اب سالمی ساخت کے جدید نظریوں کے رُو سے یہ معلوم ہے کہ ٹھوس حالت میں سلور نائیٹرائیٹ روانوں میں تقسیم ہوتا ہے، اس لیے یہ دو شکلوں میں وجود پذیر نہیں ہو سکتا۔ لہذا نائیٹرائیٹ رواں ہی جس کی ساخت[1] $[O—N=O]$ ہے ایلکل گروہ کے ساتھ تعامل کرتا ہے، اور نائیٹرائیٹ یا

[1] نوٹ ۱۴ صفحہ ۷۴۶

نائیٹرو مرکب کی پیدائش اس روان کے ساتھ کسی خاص ایلکل گروہ کے سلوک پر منحصر ہے۔

بایں ہمہ بعض کمزور دھاتوں کے نائیٹرائیٹیس نامیاتی نائیٹرو مرکبات کی طرح ہلکے زرد ہوتے ہیں۔ سلور نائیٹرائیٹ کی بڑی بڑی قلموں کا رنگ خفیف سا زرد ہوتا ہے اور مرکیورس نائیٹرائیٹ کی بھی یہی کیفیت ہے۔ لہٰذا یہ ممکن ہے کہ ناروان شدہ دھاتی نائیٹرائیٹس نائیٹرو ساخت رکھتے ہوں۔

نائیٹرائیٹس — نائیٹریٹس میں سے آکسیجن دُور کر دینے پر نائیٹرائیٹس پیدا ہوتے ہیں۔ مثلاً

$$NaNO_3 + Pb = NaNO_2 + PbO;$$

وہ پانی میں حل پذیر ہیں، بشرطیکہ پانی انہیں تحلیل نہ کردے۔ گرم پانی سے سلور نائیٹرائیٹ کی قلمیں بہ آسانی حاصل ہوتی ہیں۔ کئی دو ئیلے یا پیچیدہ نائیٹرائیٹس بھی وجود پذیر ہیں۔ مثلاً $K_3Co(NO_2)_6$ ، $K_2Pb(NO_2)_4$ ، $CsAg(NO_2)_2$

نائیٹروجن کے ٹرائی ہیلائیڈز

نائیٹروجن تمام لونجنی عناصر کے ساتھ مل کر مرکبات پیدا کرتی ہے۔ ان میں سے کلورین اور آیوڈین والے مرکبات سب سے زیادہ معروف ہیں۔ وہ حرارت خوار اور دھماکو ہیں۔ نائیٹروجن کا کلورائیڈ نہایت خطرناک شے ہے۔ یہ مرکبات امیونیا یا امیونیم نمکوں پر لونجنوں یا HOX صنف کے ترشوں کے عمل سے تیار کیے جاتے ہیں۔

نائیٹروجن ٹرائی کلورائیڈ امیونیم کلورائیڈ کے مرتکز محلول میں کلورین گزارنے یا ہائپو کلورس ترشے کے مرتکز محلول میں امیونیم کلورائیڈ کی ایک ڈلی معلق رکھنے سے بھاری تیلیے مائع کے طور پر حاصل ہوتا ہے۔ مندرجۂ ذیل تعاملات واقع ہوتے ہیں:۔

$$3Cl_2 + 3H_2O \rightleftharpoons 3HCl + 3HOCl$$

$$NH_4Cl + 3HOCl \rightleftharpoons NCl_3 + 3H_2O + HCl.$$

لیکن اگر کلورین کا گیسی ایمونیا یا ایمونیا کے محلول کے ساتھ تعامل ہو تو نائیٹروجن اور ایمونیم کلورائیڈ پیدا ہوتا ہے :-

$$3Cl_2 + 8NH_3 = N_2 + 6NH_4Cl\ ;$$

چونکہ NCl_3 کا مرطوب ایمونیا کے ساتھ یوں تعامل ہوتا ہے :-

$$NCl_3 + NH_3 = N_2 + 3HCl,$$

اس لیے جب تک دونوں گیسیں نابیدہ نہ ہوں NCl_3 پیدا نہیں ہو سکتا۔ حسبِ ذیل متعاکس تعامل

$$NH_3 + 3HOCl \rightleftharpoons NCl_3 + 3HOH$$

دلچسپی سے خالی نہیں، کیونکہ نائیٹروجن کلورائیڈ پر پانی کا عمل آب پاشیدگانہ تحویل[1] ہے، اور نائیٹرلوسلفانک ترشے $N(SO_3H)_3$ کی ترشئی آب پاشیدگی کے مماثل ہے، جس سے ایمونیا پیدا ہوتا ہے۔ چونکہ NCl_3 کی آب پاشیدگی سے نائیٹرس ترشہ حاصل نہیں ہوتا اس لیے یہ آرتھو نائیٹرس ترشے کا کلورائیڈ تصور نہیں کیا جا سکتا۔

نائیٹروجن آیوڈائیڈ — آبی ایمونیا پر آیوڈین کے عمل سے مرکب $N_2H_3I_3$ ایک رنگدار قلمی دھماکو شے کی شکل میں حاصل ہوتا ہے جس کو پانی نائیٹروجن کے کلورائیڈ کی طرح تحلیل کر دیتا ہے۔ تعاملات یہ ہیں :-

---

[1] نوٹ ۱۴۔ صفحہ ۶۴۸

$$3I_2 + 3H_2O \rightleftharpoons 3HI + 3HOI$$

اور

$$2NH_3 + 3HOI \rightleftharpoons N_2H_3I_3 + 3H_2O$$

$N_2H_3I_3$ پر پانی کے عمل کے آخری حاصل ایمونیم آیوڈائیڈ اور آیوڈیٹ ہیں، جو ایمونیم ہائیپو آیوڈائیٹ NH_4OI کی تکسید و تحویل بالذات سے پیدا ہوتے ہیں۔

تاہم نائیٹروجن آیوڈائیڈ کی تیاری کا بہترین طریقہ یہ ہے کہ صفر درجے پر ایمونیا کے محلول میں آیوڈین کلورائیڈ ملایا جائے۔

$$ICl + 2NH_3 + H_2O = NH_4OI + NH_4Cl$$

$$3NH_4OI = N_2H_3I_3 + NH_3 + 3H_2O$$

چونکہ نائیٹروجن آیوڈائیڈ کا زنک ایتھل کے ساتھ حسبِ ذیل تعامل ہوتا ہے:۔

$$N_2H_3I_3 + 3Zn(C_2H_5)_2 = 3Zn\,C_2H_5I + NH_3 + N(C_2H_5)_3$$

اس لیے سِلبیریڈ[1] کا قول ہے کہ اس شے کی ساخت ضابطہ $NH_3{:}NI_3$ سے تعبیر ہونی چاہیے۔

نائیٹروجن کے آکسائیڈز N_2O، NO، N_2O_3 اور N_2O_4

یہ تمام آکسائیڈز نائیٹرک تُرشے پر دھاتوں اور دوسرے محولوں کے عمل سے تیار کیے جا سکتے ہیں۔ آخرالذکر دو آکسائیڈز صرف پست تپش ہی پر اُس حالت میں وجود پذیر ہو سکتے ہیں جو مندرجۂ بالا ضابطوں سے تعبیر ہوتی ہے۔ تپش کے بڑھنے سے یوں افتراق واقع ہوتا ہے:۔

$$N_2O_3 \rightleftharpoons NO + NO_2$$

$$N_2O_4 \rightleftharpoons NO_2 + NO_2$$

[1] Silberrad — Chem. Soc Proc. 284, 172.

نائیٹرس اور نائیٹرک آکسائیڈز N_2O اور NO تعدیلی آکسائیڈز

ہیں۔ کیونکہ N_2O گو ہائیپو نائیٹرس ترشے سے پانی کے خارج ہو جانے پر پیدا ہوتا ہے، لیکن یہ پانی یا اساسوں کے ساتھ مل کر وہ ترشہ یا اُس کے نمک پیدا نہیں کر سکتا۔ نائیٹرک آکسائیڈ لازمی طور پر ایک ناسیر شدہ شے ہے، کیونکہ گو یہ NO_2 کی طرح دُہرے سالمات پیدا نہیں کر سکتا، تاہم پست تپش پر مائع نائیٹروجن پر آکسائیڈ کے ساتھ مل کر N_2O_3 اور کلورین کے ساتھ نائیٹروسل کلورائیڈ پیدا کرتا ہے۔

نائیٹرک آکسائیڈ کی تکثیف سے ایک بے رنگ مائع بنایا جا سکتا ہے جو کرہ ہوا کے دباؤ کے تحت -۱۵۱° پر جوش کھاتا ہے۔ مائع نائیٹرس آکسائیڈ کا نقطہ جوش -۸۹° ہے۔

نائیٹرس اور نائیٹرک آکسائیڈز دونوں حرارت خوار مرکبات ہیں۔ اُن کی تکوینی حرارت علی الترتیب -۱۷۷ اور -۲۱۶ کلو حرارے ہے۔ دوسرے حرارت خوار مرکبات کی طرح وہ مرکری فلمینیٹ سے تڑکائے جا سکتے ہیں۔

نائیٹروجن ٹرائی آکسائیڈ N_2O_3

پست تپش پر نیلگوں مائع کی شکل میں وجود پذیر ہے۔ تبخیر پر یہ مائع تقریباً پورا پورا NO اور NO_2 میں مفترق ہو جاتا ہے۔ تاہم بیکر اور بیکر[1] نے ثابت کیا ہے کہ کامل طور پر خشک نائیٹروجن ٹرائی آکسائیڈ بلا افتراق تبخیر ہوتا ہے، اور گیس میں کچھ متضاعف سالمات پائے جاتے ہیں جو غالباً N_4O_6 پر مشتمل ہوتے ہیں۔ N_2O_3 نائیٹرس ترشے کا نابید ہے اور ۰° پر پانی میں حل ہو کر نیلا مائع پیدا کرتا ہے جس میں نائیٹرس ترشہ موجود ہوتا ہے۔

---

[1] Chem. Soc. Trans. (1907), 91, 1862

نیلے رنگ کا باعث خود نابید ہے۔

نائیٹروجن ٹٹرا آکسائیڈ یا پرآکسائیڈ۔ -۲۰° پر بے رنگ قلمی ٹھوس (N_2O_4) کے طور پر وجود پذیر ہے۔ قلمیں -۱۲° پر پگھل کر زرد مائع پیدا کرتی ہیں۔ تپش کے بڑھنے سے اس کا رنگ گہرا ہوتا جاتا ہے۔ یہ مائع ۲۶° پر جوش کھاتا ہے۔ بھورے رنگ کی گیس نکلتی ہے۔ مزید گرم کرنے پر رنگ کی تیزی بڑھتی اور کثافت گھٹتی جاتی ہے، حتیٰ کہ آخرکار اس میں صرف NO_2 کے سالمات ہی باقی رہ جاتے ہیں۔ نائیٹروجن پرآکسائیڈ مخلوط نابید ہے۔ پانی کے ساتھ مل کر نائیٹرس اور نائیٹرک ترشہ پیدا کرتا ہے۔

نائیٹروسل کلورائیڈ NOCl نائیٹرس ترشے کا کلورائیڈ ہے۔ نائیٹروسل سلفیورک ترشے (یا کمرے کی قلموں) کو سوڈیم کلورائیڈ کے ساتھ گرم کر کے تیار کیا جاسکتا ہے:-

$$SO_2\begin{matrix} \diagup ON \\ \diagdown OH \end{matrix} + NaCl = SO_2\begin{matrix} \diagup ONa \\ \diagdown OH \end{matrix} + NOCl.$$

یہ نائیٹرک آکسائیڈ اور کلورین کے براہِ راست امتزاج سے بھی تیار ہو سکتا ہے۔ ماءالملوک میں بھی موجود ہوتا ہے:-

$$HNO_3 + 3HCl = NOCl + Cl_2 + 2H_2O.$$

معمولی تپش پر نائیٹروسل کلورائیڈ سرخی مائل زرد گیس ہے، مگر اس کی تکثیف سے سرخ مائع بنتا ہے جس کا نقطہ جوش -۹° ہے۔ پانی سے اس کا اندازِ تحلیل بتاتا ہے کہ یہ نائیٹرس ترشے کا کلورائیڈ ہے:-

$$NOCl + H_2O = NOOH + HCl.$$

صنف NX_5

NH_5 یا کوئی اور پنٹا ہائیڈرائیڈ وجود پذیر نہیں - اُس منحنی کا نقطہ اعظم جو ہائیڈروجن کے ساتھ عناصر کی قابلیتِ امتزاج کو تعبیر کرتا ہے میتھین CH_4 کے مقام پر واقع ہے - ایمونیم مرکبات صنف NH_5 کے مشتقات تصور کیے جا سکتے ہیں، لیکن ان کو پہلی تکسید شدہ صنف NH_4OH کے زمرے میں شامل کرنا اور ایمونیم ہائیڈراکسائیڈ کے مشتقات قرار دینا زیادہ بہتر ہے۔

اس گروہ کی تمہید میں NH_4OH کے وجود کے متعلق ایقان کا ذکر کیا گیا ہے - جو ایمونیا کے آبی محلول کی قلویت پر مبنی ہے، کیونکہ اس سے محلول میں ہائیڈراکسل روانوں کی موجودگی کا ثبوت ملتا ہے - ایمونیا اور پوٹاش یا سوڈے کے محلولوں کے عملِ تعدیل، اور اس عمل کے حاصلوں کی باہمی مماثلت سے، اس ایقان کی مزید تائید ہوتی ہے - پست تپش پر قلمی آبید $NH_3.H_2O$ اور $2NH_3.H_2O$ وجود پذیر ہیں - یہ اشیا علی الترتیب NH_4OH اور $(NH_4)_2O$ یعنی ایمونیم ہائیڈراکسائیڈ اور ایمونیم آکسائیڈ تصور کی گئی ہیں۔

یہ نہیں فرض کرنا چاہیے کہ پانی میں جس قدر ایمونیا حل ہوتا ہے، وہ سب کا سب فی الفور پانی کے ساتھ کیمیائی امتزاج میں شریک ہو جاتا ہے ایمونیا کا آبی محلول کُلیۂ ہنری کی تقریباً متابعت کرتا ہے، جس کا منشا یہ ہے کہ کسی مائع کی معین مقدار میں کسی گیس کی جو مقدار حل ہوتی ہے، وہ اُس دباؤ کے راست متناسب ہے جو وہ گیس مائع کی سطح پر ڈالتی ہے - اب اس کلیے کا اطلاق صرف ایمونیا کے سالمات پر ہو سکتا ہے، ایمونیم ہائیڈراکسائیڈ کے سالمات پر نہیں ہو سکتا - اگر ایمونیا کا محلول اس گیس کی فضا کے ساتھ توازن کی حالت میں ہو تو محلول میں NH_3 سالمات اُسی رفتار سے داخل ہوتے اور اُسی رفتار سے محلول سے خارج ہوتے ہیں - اسی طرح مائع میں بھی NH_3 سالمات جن کی تعداد مستقل ہے پانی کے ساتھ اپنے تعامل کے حاصل سے توازن کی حالت میں رہتے ہیں - یہ عام طور پر تسلیم کیا گیا ہے کہ یہ حاصل ابتدا میں ایمونیم ہائیڈراکسائیڈ

ہی ہوتا ہے ، لیکن بعد ازاں یہ روانوں میں تقسیم ہوجاتا ہے ۔ چنانچہ حسبِ ذیل تعاملات یکے بعد دیگرے واقع ہوتے ہیں :۔

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^{\cdot} + OH'$$

اس کے بجائے ایک رائے یہ بھی ہے کہ NH_3 سالمات H روانوں کے ساتھ جو پانی سے حاصل ہوتے ہیں براہِ راست تعامل کرتے ہیں ۔ لہٰذا NH_4 اور OH روان یوں پیدا ہوتے ہیں :۔

$$NH_3 + H^{\cdot} + OH' \rightleftharpoons NH_4^{\cdot} + OH'$$

اور ان روانے NH_4OH کی پیدائش کے فرض کرنے کی کوئی ضرورت نہیں ۔ علیٰ ہٰذا القیاس جب ایمونیا کے محلول کی ہائیڈروکلورک ترشے سے تعدیل کی جاتی ہے تو تعامل ایک حد تک یوں ہوتا ہے :۔

$$NH_4^{\cdot} + OH' + H' + Cl' = NH_4' + Cl' + HOH,$$

لیکن زیادہ تر یہ مساوات ذیل کے مطابق ہوتا ہے :۔

$$NH_3 + H^{\cdot} + Cl' = NH_4^{\cdot} + Cl'$$

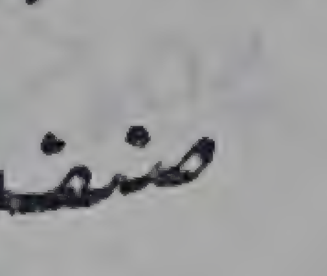
یہ ثابت ہو چکا ہے کہ NH_3 کے ایک فی صد آبی محلول میں ایمونیا کا تقریباً نصف فی صد ہی NH_4 اور OH روانوں کی شکل میں پایا جاتا ہے ۔

گذشتہ ابواب میں محلولوں کے اندر نمکوں کی آب پاشیدگی کا اکثر ذکر کیا گیا ہے ۔ ہم یہ دیکھ چکے ہیں کہ طاقتور ترشوں اور کمزور اساسوں کے طبعی نمک آبی محلول میں ترشگانہ اور طاقتور اساسوں اور کمزور ترشوں کے طبعی نمک آبی محلول میں قلویانہ تعامل کرتے ہیں ۔ ایلومینیم سلفیٹ اور سوڈیم کاربونیٹ علی الترتیب ان نمکوں کی مثالیں ہیں ۔ ایمونیم نمکوں کے محلول جوش دینے پر

کمیتی عمل کے کلیہ کی رُو سے آب پاشیدہ ہوتے ہیں۔ اور چونکہ امیونیا گیس نکل جاتی ہے اس لیے یہ محلول ہمیشہ ترشئی ہوجاتے ہیں۔ ویلی[1] نے یہ ثابت کیا ہے کہ معادل ہلکاؤ پر آب پاشیدگی اور امیونیا کے نقصان سے جو ترشیت پیدا ہوتی ہے، وہ برومائیڈ اور کلورائیڈ کی صورت میں جو طاقتور ترشوں کے نمک ہیں ناقابلِ احساس ہے، سلفیٹ اور کلوریٹ کی صورت میں وہ درجۂ اعتدال تک رہتی ہے اور سب سے زیادہ تحلیل سکسنِک اور سٹرک ترشے جیسے کمزور نامیاتی ترشوں کے نمکوں کی صورت میں واقع ہوتی ہے۔ لہذا امیونیا کو قابو میں رکھنے کا انحصار براہِ راست اُس ترشے کی طاقت پر ہوتا ہے جس سے امیونیا ملا ہوا ہو، اور آب پاشیدگی کے کمّی نتائج کی بھی وہی ترتیب ہوتی ہے جو ترشوں کے اِلفی مستقلوں کی ہے۔

صنف $NH_3(OH)_2$ کا کوئی نمائندہ موجود نہیں۔ گو نابیدہ صنف NX_3O کے مشتقات وجود پذیر ہیں۔ وہ آکسی امینز ہیں جن کا ذکر پہلے ہوچکا ہے۔

صنف $NH_2(OH)_3$ کا بھی کوئی نمائندہ دریافت نہیں ہوا۔ تاہم یہ کہا جاسکتا ہے کہ تکسید کا یہ درجہ فاسفورس کی صورت میں ہائپو فاسفورس ترشے PH_2OOH سے تعلق رکھتا ہے جو فرضی $PH_2(OH)_3$ کی نابیدگی کا حاصل تصور کیا جاسکتا ہے۔

صنف $NH(OH)_4$ اپنی نابیدہ شکل  میں نائیٹرو مرکبات کے ساتھ مطابقت رکھتی ہے۔ ایسی اشیا کے متعلق یہ فرض کیا جاسکتا ہے کہ وہ نائیٹرک ترشے کی تحویل سے حاصل ہوتی ہیں کیونکہ تعامل ذیل

$$R.H + HO.NO_2 = R.NO_2 + HOH$$

سے یہ ظاہر ہے کہ جس شئے کا نائیٹریشن عمل میں آرہا ہو، اُس سے ہٹی ہوئی ہائیڈروجن

[1] Chem. Soc. Trans. (1905), 87, 26 نیز
E. G. Hill, Chem. Soc. Trans. (1906), 89, 1273,

پانی کے سالمے کا جزو بن جاتی ہے اور یہ عمل تکسید ہے۔
حسبِ ذیل تین اصناف ہیں سے جو نائیٹرک ترشے کو تعبیر کرتی ہیں۔
$N(OH)_5$ آرتھو نائیٹرک ترشہ
$NO(OH)_3$ میسو نائیٹرک ترشہ
NO_2OH میٹا نائیٹرک ترشہ
صرف آخری بقینی طور پر وجود پذیر ہے۔ یہ سچ ہے کہ HNO_3, H_2O اور $HNO_3\ ,\ 2H_2O$ جیسے آبید وجود پذیر ہیں، جن کے متعلق یہ تصور کیا جاسکتا ہے کہ مندرجہ بالا دو ضابطے انہیں کو تعبیر کرتے ہیں۔ لیکن یہ مرکبات چونکہ ناقیام پذیر ہیں اور کثیر الاساس ترشوں کے خواص کا بھی اظہار نہیں کرتے، لہٰذا مذکورہ بالا ضابطوں سے اُن کا صحیح طور پر تعبیر ہونا مشکوک ہے۔

نائیٹرا کسل یا نائیٹرل کلورائیڈ NO_2Cl کے متعلق جو نائیٹرک ترشے کا کلورائیڈ ہے یہ کہا جاتا ہے کہ وہ نائیٹروجن پر آکسائیڈ اور کلورین کے براہِ راست اتحاد نیز نائیٹرک ترشے پر کلورو سلفانک ترشے یا فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کے عمل سے حاصل ہوتا ہے :۔

$$SO_2\langle^{OH}_{Cl} + HO\cdot NO_2 = SO_2\langle^{OH}_{OH} + Cl\cdot NO_2.$$

اس کے متعلق یہ بیان کیا گیا ہے کہ یہ زرد رنگ کا مائع ہے جو +۵° پر جوش کھاتا ہے اور تمام دوسرے ترشئی کلورائیڈز کی طرح پانی سے یوں تحلیل ہوتا ہے :۔

$$NO_2Cl + H_2O = NO_2OH + HCl\ ;$$

لیکن اس کا وجود مشتبہ ہے۔
آرتھو نائیٹرک ترشے کی نابیدگی کا آخری حاصل نائیٹرک اینہائیڈرائیڈ

نابیدہ نائیٹرک ترشے کو فاسفارک آکسائیڈ کے ساتھ کشید کرنے پر ایک سفید نمگیر قلمی شے کی شکل میں حاصل ہوتا ہے:--

$$P_2O_5+2NO_2OH=2HPO_3+\begin{matrix}NO_2\\NO_2\end{matrix}\!\!>O$$

پہلے پہل یہ خشک سلور نائیٹریٹ پر جو ذرا سا گرم کیا گیا ہو خشک کلورین گزار کر تیار کیا جاتا تھا:۔

$$4AgNO_3+2Cl_2=4AgCl+2N_2O_5+O_2.$$

نائیٹروجن ھیکسا کسائیڈ NO_3 یا $NO_2\cdot O\cdot O\cdot NO_2$ کے متعلق کہا جاتا ہے کہ یہ مرکب مائع ہوا میں برقی اخراج گزارنے سے سبزی مائل دھماکو شئے کی شکل میں حاصل ہوتا ہے، جس میں سے سُرخ بخارات نکلتے ہیں۔

فاسفورس

نائیٹروجن اور فاسفورس کے سالمات میں بہت کچھ فرق پایا جاتا ہے۔ نائیٹروجن کے سالمات دو جوہرے ہیں۔ ان کے مشمولہ جوہر بہت استحکام سے ایک دوسرے کے ساتھ مربوط ہوتے ہیں۔ اسی وجہ سے نائیٹروجن کا سالمہ شتقاق کا مزاحم اور کیمیائً غیر عامل ہوتا ہے۔ اس میں مزید تکثیف کا بھی رُجحان نہیں پایا جاتا۔ اور یہ عنصر بہت پست تپش ہی پر مائع حالت اختیار کرتا ہے۔

فاسفورس کے بخارات کے سالمات اس عنصر کے نقطہ جوش سے کافی بلند تپش پر بھی چوجوہرے ہوتے ہیں۔ بخارات کو بہت زیادہ گرم کرنے پر ہی ان کا دوجوہرے سالمات میں افتراق واقع ہوتا ہے۔ فاسفورس کی تکثیف بھی آسانی سے ہوتی ہے۔ کرۂ ہوا کے دباؤ پر اس کا نقطہ جوش ۲۸۷° اور نقطہ اماعت ۴۴° ہے۔ نائیٹروجن کی صورت میں یہ قیمتیں علی الترتیب -۱۹۴° اور -۲۱۴° ہیں۔ علاوہ ازیں فاسفورس متضاعف ہوکر بہروپی اشکال بھی پیدا کرتی ہے۔

فاسفورس کا بہروپ۔ فاسفورس کی دو مشہور شکلوں میں سے ایک سفید یا معمولی فاسفورس ہے اور دوسری سُرخ فاسفورس، جو سفید شکل کو ہوا کی غیر موجودگی میں ۲۵۰° تک گرم کرنے پر حاصل ہوتی ہے۔ ان کے علاوہ ''دھاتی'' یا معین السطوح یا ھتارف[۱] کی فاسفورس بھی ہے جس کی قلمیں پگھلے ہوئے سیسے میں اس عنصر کے محلول سے بن سکتی ہیں۔ ایک اور شکل شنک[۲] کی گلناری فاسفورس ہے۔ جو فاسفورس کو اُس کے ٹرائی برومائیڈ کے ساتھ گرم کرنے پر پیدا ہوتی اور بعض اوقات دیاسلائیوں کی تیاری میں استعمال کی جاتی ہے۔

اب سوال یہ ہے کہ یہ مختلف شکلیں کس حد تک خالص ہوتی ہیں؟ سُرخ فاسفورس جس کی کثافت ۲٫۱۰۶ ہے ایک ہی شے پر مشتمل نہیں ہوتی، کیونکہ اس کے طبیعی خواص اور حرارتِ احتراق مستقل نہیں۔ یہ غالباً دھاتی قسم میں سفید فاسفورس کا ٹھوس محلول ہوتا ہے[۳]۔ ''دھاتی'' فاسفورس سیسا استعمال کرنے کے بغیر معمولی فاسفورس کو سربمہر نلی میں ۵۳۰° تک گرم کرکے بھی تیار کی جاسکتی ہے۔ اور یہ ایک معین بہروپی شکل ہے۔ گلناری فاسفورس بھی ٹرائی برومائیڈ کو پارے کے ساتھ سربمہر نلی میں ۱۰۰ – ۱۷۰° تک گرم کرکے خالص تیار کی جاسکتی ہے اور اس لیے یہ بھی اس عنصر کی ایک علیحدہ شکل ہے[۴]۔ حال کی تحقیقات سے فاسفورس کی تین اور شکلوں کا پتا چلا ہے۔

β - سفید فاسفورس۔ جب α - سفید فاسفورس یعنی معمولی فاسفورس ۶۰° پر ۱۱۰۰۰ کلوگرام فی مربع سمر دباؤ کے زیرِ اثر رکھی جاتی ہے تو β - سفید فاسفورس بن جاتی ہے، اور پست تپش پر کاربن ڈائی سلفائیڈ سے مسدسی نظام کی قلمیں پیدا کرتی ہے۔ یہ α - شکل میں متعاکسانہ تبدیل ہوتی ہے۔ مروری تپش

---

[۱] Hittorf

[۲] Schenck

[۳] Cohen and Olie, Chem. Weekblad (1909), 6, 821,

[۴] Wolf, Ber. (1915), 48, 1273.

اکلوگرام فی مربع سمر دباؤ پر۔ ۶۹ء۲ سے لے کر ۱۲۰۰۰ کلوگرام فی مربع سمر دباؤ پر ۳۴ء۴ تک ہو سکتی ہے[1]

سیاہ فاسفورس معمولی فاسفورس کو ۲۰۰° پر ۱۲۰۰۰ کلوگرام فی مربع سمر دباؤ کے زیرِ اثر رکھنے سے حاصل ہوتی ہے۔ حرارت اور برق کی اچھی موصل ہے۔ کثافت ۲٫۶۹ اور نقطہ اماعت ۵۸۷٫۵° ہے۔

بنفشئی فاسفورس معمولی فاسفورس کو سوڈیم کے شائبوں کی موجودگی میں جو حامل کا کام دیتے ہیں، ۱۳۰۰۰ کلوگرام فی مربع سمر دباؤ کے زیرِ اثر رکھ کر ۴۰۰° تک گرم کرنے پر بن جاتی ہے۔ اس کی کثافت ۲٫۳۴۸ اور نقطہ اماعت ۵۸۹٫۵° ہے۔

اس طرح فاسفورس کی چھ بہروپی شکلیں تسلیم کی گئی ہیں۔

فاسفورس کی بہروپی شکلیں

شکل	کثافت	نقطۂ اماعت	کیفیت
α ۔سفید فاسفورس	۱٫۸۳	۴۴٫۳°	معمولی موم نما فاسفورس یعنی دوازدہ سطحی۔
β ۔ سفید فاسفورس	—	—	مسدسی قلمیں
گلناری فاسفورس	—	—	—
دھاتی فاسفورس	۲٫۳۱۶	—	معین السطوح قلمیں
سیاہ فاسفورس	۲٫۶۹	۵۸۷٫۵°	—
بنفشئی فاسفورس	۲٫۳۴۸	۵۸۹٫۵°	—

[1] P. W. Bridgman, J. Amer. Chem. Soc. (1914), 36, 1344.

گو سُرخ فاسفورس اس عنصر کی کوئی خاص بہروپی شکل نہیں تاہم سفید شکل سے اس کی تیاری اور پھر اسی شکل میں اس کی تبدیلی کی شرائط اہم ہیں۔ سفید فاسفورس کی سُرخ فاسفورس میں تبدیلی حرارت زا تعامل ہے، جس سے ۲۷۳۰۰ حرارے فی گرام جوہر خارج ہوتے ہیں۔ اس کے برعکس اگر سُرخ فاسفورس سفید میں تبدیل کی جائے تو حرارت کی اسی قدر مقدار جذب ہوگی۔ تاہم معمولی طور پر یہ تبدیلی ضد دوپی یا متعاکس ہونے کے بجائے زیادہ تر اک دوپی ہی تصور کی جاتی ہے، یعنی وہ ایک ہی سمت میں واقع ہو سکتی ہے۔ کیونکہ سُرخ فاسفورس جب سفید شکل میں تبدیل کرنے کے لیے ۲۵۰° سے بلند تر تپش تک گرم کی جاتی ہے تو یہ تقریباً ۲۹۰° پر صعود کرتی ہے۔ لیکن اس سے جو بخارات نکلتے ہیں وہ جم کر سفید فاسفورس پیدا کر دیتے ہیں۔ تاہم اگر سُرخ فاسفورس سربمہر نلی میں گرم کی جائے تاکہ یہ اپنے ہی بخارات کے بلند دباؤ کے زیر اثر رہے تو ۶۱۰° پر تقریباً بے رنگ مائع پیدا ہوتا ہے، جس کو سرد کرنے سے ۵۸۰° پر سُرخ ذرات جُدا ہونے لگتے ہیں اور ۵۷۰° پر سب مادہ سُرخ ہو جاتا ہے۔ لہذا سُرخ فاسفورس کی سفید فاسفورس میں تبدیلی دباؤ کے تحت ضد رُوپی ہے اور مروری تپش تقریباً ۶۰۰° ہے۔

فاسفورس کے ہائیڈرائیڈز

فاسفورس کے پانچ ہائیڈرائیڈز دریافت ہوئے ہیں:-

	نقطۂ اماعت	نقطۂ جوش
PH_3 گیسی ہائیڈروجن فاسفائیڈ	-۱۳۳°	-۸۵°
P_2H_4 مائع " "	-۱۰°	۵۷°
$P_{12}H_6$ ٹھوس " "	—	—
P_5H_2[1] " " "	—	—
P_9H_2[2] " " "	—	—

[1] Hackspill, Compt. rend. (1913), 156, 1466.

[2] Stock, Böttcher, and Lenger, Ber, (1909), 42, 2847.

PH_3 ایمونیا کا مثیل ہے اور P_2H_4 ہائیڈریزین کا۔ نائیٹروجن کی صورت میں $P_{12}H_6$ یا P_5H_2 یا P_9H_2 کے مثیل موجود نہیں ہیں۔

فاسفین PH_3، ایمونیا کی طرح اپنے لونجنی نمکوں کی آب پاشیدگی سے تیار کی جا سکتی ہے۔ اس غرض سے قلی یا پانی استعمال کیا جا سکتا ہے۔ ایمونیم کلورائیڈ کو تو پانی کے ساتھ جوش دینے پر بہت کم ایمونیا حاصل ہوتا ہے لیکن فاسفونیم آیوڈائیڈ کو سرد پانی ہی بہ آسانی اور مکمل طور پر آب پاشیدہ کر دیتا ہے۔ اس اختلاف کی وجہ یہ ہے کہ ایمونیا کے مقابلے میں فاسفین کے اساسی خواص بہت خفیف ہیں۔ اس کے ساتھ ہی اس کے نمک بہت کم قیام پذیر ہیں اور پانی میں فاسفین کی حل پذیری بھی بہت کم ہے۔

لیکن فاسفین بالعموم معمولی فاسفورس کو کاوی قلی کے ساتھ جوش دے کر تیار کی جاتی ہے۔ تعامل حسب ذیل ہے جس کی مماثلت نائیٹروجن کی صورت میں نہیں ہو سکتی:-

$$P_4+3NaOH+3H_2O=3NaH_2PO_2+PH_3.$$

لیکن جو کچھ دراصل واقع ہوتا ہے، اُس کو یہ مساوات پورے طور پر تعبیر نہیں کرتی، کیونکہ کسی قدر ہائیڈروجن اور P_2H_4 کی کچھ مقدار بھی پیدا ہوتی ہے جس کی وجہ سے PH_3 از خود اشتعال پذیر بن جاتی ہے۔

فاسفین دھاتی فاسفائیڈز پر ہلکے ترشوں کے عمل سے (H_2S سے مقابلہ کرو)، نیز ہائیپو فاسفورس اور فاسفورس ترشوں یا اُن کے نمکوں کو گرم کرنے سے حاصل ہوتی ہے۔

یہ طاقتور محوّل ہے۔ کیوپرک اور نقرئی نمکوں کے محلولوں سے یہ دھات اور فاسفائیڈ کے آمیزوں کی ترسیب کر دیتی ہے۔ برقی شرارے اس کو ایمونیا کی بہ نسبت بہت زیادہ آسانی سے تحلیل کرتے ہیں۔ یہ ایمونیا سے بہت زیادہ اشتعال پذیر ہے۔ اور اس قدر پست تپش پر آگ پکڑ سکتی ہے کہ بعض اوقات اس کی بوتل کی ڈاٹ نکالنے پر رگڑ سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے، محض اُسی سے

جل اٹھتی ہے ۔ پانی اور فاسفارک آکسائیڈ اس کے احتراق کے آخری حاصل ہیں ۔
پانی میں اس کے محض خفیف سے حل ہونے اور محلول کے قلوی نہ ہونے سے ظاہر ہے کہ اس کے اساسی خواص بے حد کمزور ہیں[1] ۔ تاہم یہ ہائیڈروجن کے ہیلائیڈز کے ساتھ براہِ راست مل کر نمک پیدا کر سکتی ہے، جن میں سے فاسفونیم آیوڈائیڈ سب سے زیادہ مشہور ہے ۔ یہ مرکب فاسفورس اور آیوڈین کے یکجان آمیزے پر پانی کے عمل سے تیار کیا جاتا ہے :۔

$$9P + 5I + 16H_2O = 5PH_4I + 4H_3PO_4$$

یہ بے رنگ مربع منشوری قلمیں پیدا کرتا ہے جو صعود کر سکتی ہیں ۔ مرطوب ہوا میں آب پاشیدگانہ تحلیل کی وجہ سے دُخان خیز ہے ۔ امونیا اس میں سے فاسفین کو آزاد کر دیتا ہے :۔

$$PH_4I + NH_3 = NH_4I + PH_3,$$

اور الکوہل اس کو یوں تحلیل کرتا ہے :۔

$$PH_4I + C_2H_5OH = PH_3 + H_2O + C_2H_5I.$$

فاسفونیم آیوڈائیڈ محول کے طور پر اور نامیاتی فاسفینز کی تیاری میں استعمال کیا جاتا ہے ۔ مثلاً

$$PH_4I + 3CH_3I = P(CH_3)_3 \cdot HI + 3HI.$$

فاسفونیم برومائیڈ اور کلورئیڈ، آیوڈائیڈ سے بھی زیادہ ناقیام پذیر ہیں اور دباؤ کے تحت ہائیڈروجن کے ہیلائیڈز کے ساتھ فاسفین کے امتزاج سے تیار کیے جاتے ہیں ۔

[1] نوٹ ۴۲ ۔ صفحہ ۶۴۸

مائع ہائیڈروجن فاسفائیڈ۔ P_2H_4 ، کیلسیم فاسفائیڈ Ca_2P_2 پر پانی کے عمل سے تیار کیا جاسکتا ہے :-

$$Ca_2P_2+4H_2O=2Ca(OH)_2+P_2H_4\,,$$

اور فاسفین کی تکسید سے بھی جو نائیٹرک آکسائید سے عمل میں لائی جاسکتی ہے حاصل ہوتا ہے :-

$$2PH_3+O=P_2H_4+H_2O,$$

سرد نلی میں گزار کر بے رنگ مائع کے طور پر جمالیا جاتا ہے۔ یہ مائع ۵۸° پر جوش کھاتا ہے۔ بہت ناقیام پذیر ہے۔ سورج کی روشنی میں بہ آسانی PH_3 اور ٹھوس ہائیڈرائیڈ $P_{12}H_6$ میں تحلیل ہوجاتا ہے :-

$$15P_2H_4=18PH_3+P_{12}H_6.$$

ہائیڈروکلورک ترشہ اس تحلیل کو تیز کرتا ہے، اس لیے اگر فاسفین ہائیڈروکلورک ترشے میں سے گزاری جائے تو یہ مائع ہائیڈرائیڈ سے پاک اور ازخود اشتعال پذیری کی خاصیت سے مُبرّا کی جاسکتی ہے۔

ہائیڈرائیڈ $P_{12}H_6$ کو خلاء میں گرم کرنے پر فاسفین خارج ہوجاتی ہے اور ایک اور ٹھوس ہائیڈرائیڈ P_9H_2 باقی بچتا ہے :-

$$5P_{12}H_6=6P_9H_2+6PH_3.$$

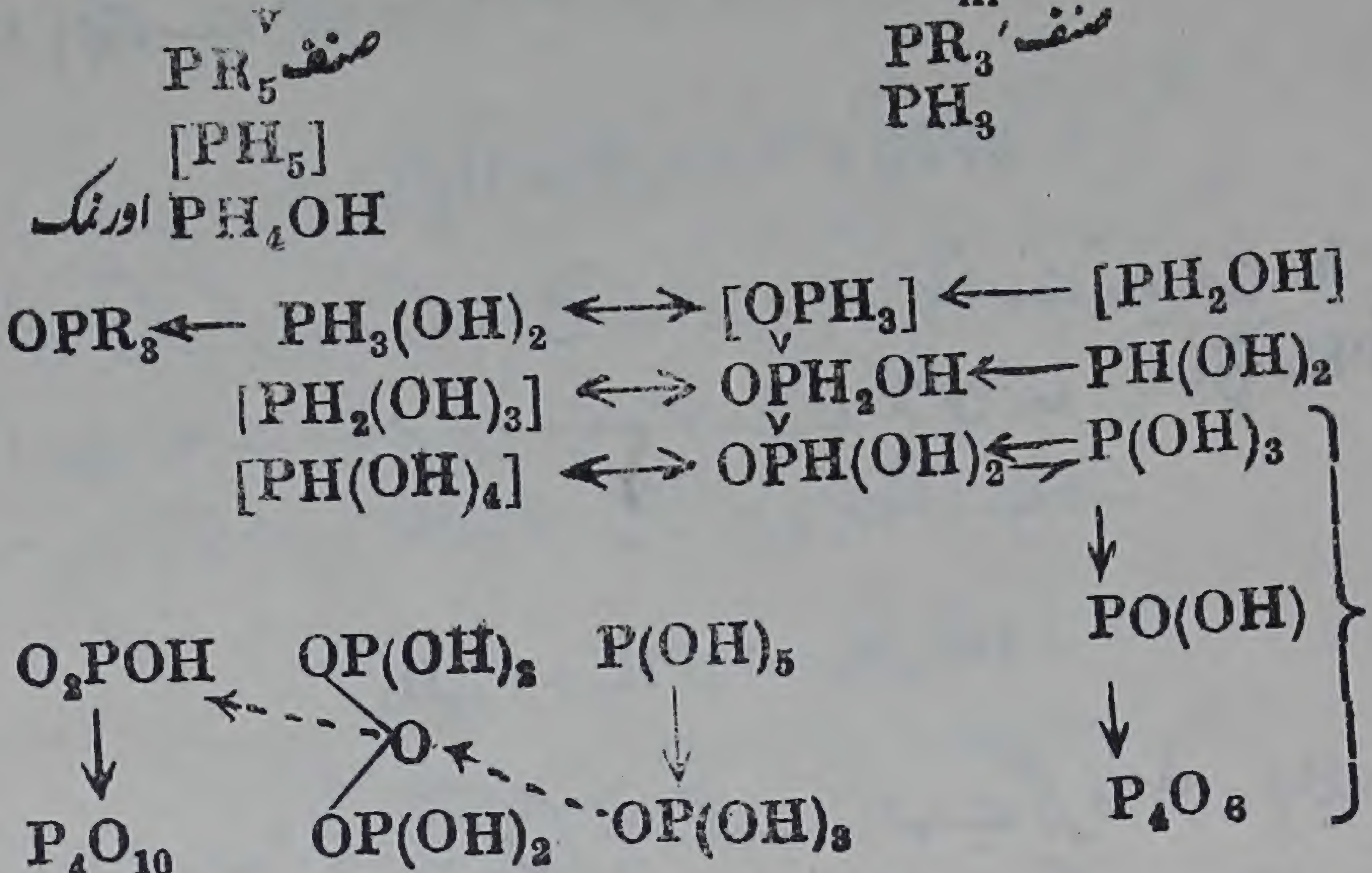
یہ دونوں ٹھوس ہائیڈرائیڈز سُرخ ہیں۔ ہائیڈرائیڈ P_5H_2 جو متناظر قلوی فاسفائیڈ کو ہلکے ایسیٹک ترشے سے تحلیل کرکے تیار کیا جاتا ہے زرد ہے۔

ہائیڈرائیڈ P_2H_4 صنف $H_2P{\cdot}PHR$ کے نامیاتی مشتقات جو فینل ہائیڈریزین $H_2N{\cdot}NHC_6H_5$ کے مماثل ہوں پیدا نہیں کرتا۔ ڈائی فاسفو

مشتقات جن میں ڈائی ایزو گروہ $-N=N-$ کے مماثل گروہ $-P=P-$ موجود ہوتا ہے تیار کیے گئے ہیں مثلاً $C_6H_5P : PC_6H_5$ اور $C_6H_5P:POH$ مگر یہ مرکبات نائیٹروجن کے متناظر مشتقات کے مشابہ نہیں ہیں۔

فاسفورس کے آکسیجنی مشتقات

فاسفورس کے آکسیجنی مشتقات حسب ذیل نقشے میں مرتب کیے گئے ہیں:[1]



کہتے ہیں کہ ان کے علاوہ ایک سب آکسائیڈ P_4O بھی وجود پذیر ہے۔ ایک آکسائیڈ $(PO_2)_n$ اور ایک ترشہ H_2PO_3 بھی ہے جس کا درجۂ تکسید اس آکسائیڈ کے مطابق ہے۔

فاسفورس سب آکسائیڈ یا ٹرائیٹاکسائیڈ P_4O ۔ یہ بیان کیا گیا ہے کہ اگر ۱۰ فی صد کاوی سوڈے کے محلول کے ایک حجم اور الکوہل کے دو حجموں میں باریک تقسیم شدہ سفید فاسفورس خوب ملائی جائے تو P_4O پیدا ہوتا

[1] نوٹ ۳۴۳۔ صفحہ ۶۷۹

ہے۔ محلول کا رنگ، گہرا سرخ ہو جاتا ہے۔ اس محلول کو ہائیڈروکلورک ترشے سے ترشانے پر یہ مفروضہ سب آکسائیڈ گہرے زرد یا سرخی مائل سفوف کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ زرد فاسفورس کو مائع ایمونیا کے ساتھ گرم کرنے اور حاصل شدہ ایمائیڈ کو پانی سے یوں تحلیل کرنے پر ($2P_2NH_2+H_2O=P_4O+2NH_3$) بھی یہی شے حاصل ہوتی ہے لیکن چیپمین[1]، لڈبری[2] اور برجیس[3] نے یہ ثابت کیا ہے کہ اول الذکر تعامل کے حاصل میں ہمیشہ ضابطہ P_4O کے اقتضا سے زیادہ فاسفورس موجود ہوتی ہے۔ اور یہ غالباً غیر خالص سرخ فاسفورس پر مشتمل ہوتا ہے، جس میں آکسیجن ہائیڈروجن اور دوسرے لوث پائے جاتے ہیں اے۔ اسٹاک بھی P_4O کے وجود کو مشتبہ سمجھتا ہے[4]

P_2I_4 نامعلوم آکسائیڈ PO اور مائع ہائیڈرائیڈ P_2H_4 کا متناظر آیوڈائیڈ ہے، جو اپنے اجزا کو نظری تناسب کے مطابق کاربن ڈائی سلفائیڈ میں حل کرنے اور محلول کو تبخیر کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔ یہ آیوڈائیڈ زرد رنگ کا قلمی مادہ ہے جو ۱۱۰° پر پگھلتا ہے۔ اس کی بخاری کثافت مندرجۂ بالا ضابطے کے مطابق ہے۔

فاسفورس کے تگرفتا مشتقات

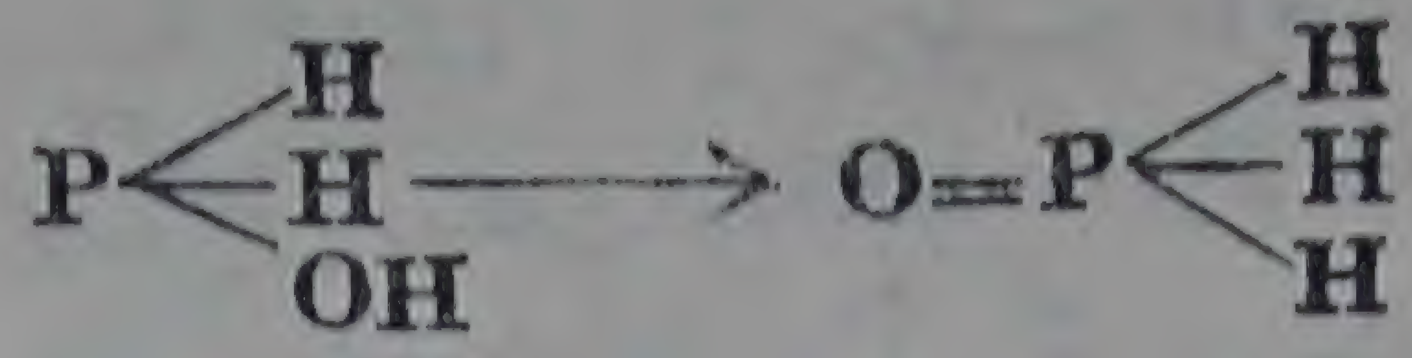
اگر صنف PR'_3 پر غور کیا جائے تو PH_3 کا پہلا تکسیدی حاصل PH_2OH ہونا چاہیے جو ہائیڈراکسل ایمین NH_2OH کا متناظر ہوگا۔ یہ مرکب نامعلوم ہے اور غالباً یہ معرض وجود میں بھی نہیں آسکتا۔ یا کم از کم اسے بہت ناقیام پذیر ہونا چاہیے، کیونکہ تگرفتا فاسفورس کے تمام مشتقات میں جن کا ہائیڈراکسیلیشن واقع ہو چکا ہو ایک ایسا حرکی ہم ترکیب تغیر اختیار کرنے کا رجحان پایا جاتا ہے

[1] Lidbury and Chapman

[3] Burgess, Chem. Soc. Trans. (1899), 75, 978, and (1901), 79, 1235.

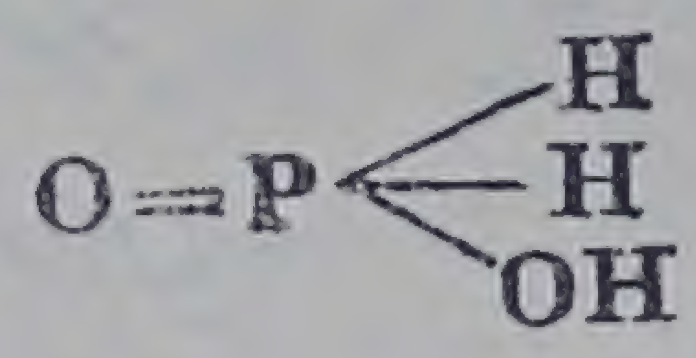
[4] Chem. Zeit. (1909), 33, 1354.

جس سے فاسفورس پچگرفتا ہو جاتی ہے۔ چنانچہ اگر یہ مرکب وجود پذیر ہوتا تو تغیر ذیل



اُن معلوم شدہ مرکبات کے طرزِ عمل کے مطابق ہی ہوتا جن کا آگے چل کر ذکر کیا گیا ہے اور جن میں فاسفورس کا جوہر اپنے آکسیجنی مرکبات میں جہاں کہیں ممکن ہو اپنی قابلیتِ تکسید کے لحاظ سے پچگرفتا ہو جاتا ہے۔ واقعہ یہ ہے کہ صنف $OP<$ سے فاسفورس کے جوہر کا سب سے زیادہ قیام پذیر گروہ تعبیر ہوتا ہے جو اُس کے لیے مخصوص ہے۔ چنانچہ اے۔ مائیکلیز[1] نے آکسی فاسفینز $OP(CH_3)_3$ جیسے متعدد ایلکل مشتقات تیار کیے ہیں۔

ضابطہ $PH(OH)_2$، ہائپوفاسفورس ترشے کے درجۂ تکسید کے مطابق ہے۔ اب یہ ترشہ ہمیشہ یک اساسی ہوتا ہے۔ لہذا یہ خاصیت مندرجۂ بالا ضابطے سے پوری موافقت نہیں رکھتی، کیونکہ دھاتوں کو جگہ دینے میں اُس ہائیڈروجن پر جو فاسفورس سے براہِ راست مربوط ہے ہائیڈراکسل والی ہائیڈروجن کو ترجیح حاصل ہے۔ اس سے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ ہائپوفاسفورس ترشے کی ساخت غالباً ضابطہ



سے بہتر طور پر تعبیر ہوتی ہے۔ یا شاید ہائیڈروجن کا ایک جوہر طریق ذیل کے مطابق متغیر حالت میں رہتا ہے:—

[1] A. Michaelis

$$P{<}\begin{matrix}H\\OH\\OH\end{matrix} \rightleftharpoons O{=}P{<}\begin{matrix}H\\H\\OH\end{matrix}$$

لہٰذا کم سے کم دو اساسی شکل کے غیر نامیاتی نمک مستقلاً وجود پذیر نہیں ہو سکتے۔ فاسفورس میں شکل $OP{<}$ اختیار کرنے کا جو رُجحان پایا جاتا ہے، وہ ہائپو فاسفورس ترشے اور اس کے نمکوں پر حرارت کے اثر سے بخوبی ظاہر ہوتا ہے، جس سے فاسفارک ترشہ اور فاسفین پیدا ہوتی ہے:۔

$$2H_3PO_2 = O{=}P{<}\begin{matrix}OH\\OH\\OH\end{matrix} + P{<}\begin{matrix}H\\H\\H\end{matrix}$$

تم یہ دیکھو گے کہ گو ہائپو فاسفورس اور ہائپو نائیٹرس ترشے کے متعلق یہ تصور کیا جا سکتا ہے کہ وہ تکسید کی ایک ہی صنف $R'''H(OH)_2$ سے مشتق ہیں، تاہم اُن کی ساخت کی مشابہت یہیں پر ختم ہو جاتی ہے۔

ہائپو فاسفورس ترشہ H_3PO_2، بیریئم نمک کو ہلکائے سلفیورک ترشے سے تحلیل کر کے محلول کی تبخیر سے قلمی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ یہ ۱۷° پر پگھلتا ہے۔ گرم کرنے پر اس میں مندرجۂ بالا تغیر واقع ہوتا ہے۔ طاقتور محوّل ہے۔ سونے چاندی اور پارے کے نمکوں سے ان دھاتوں کا رسوب پیدا کر دیتا ہے۔ فاسفورس ترشے کا بھی یہی سلوک ہوتا ہے۔ لیکن ان دو ترشوں کا مابہ الامتیاز یہ ہے کہ ہائپو فاسفورس ترشے کا بیریئم نمک حل پذیر ہے، نیز یہ ترشہ جب کاپر سلفیٹ کے ترشائے ہوئے محلول کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے تو کیوپرس ہائیڈرائیڈ Cu_2H_2 کی سُرخ سفوف کی شکل میں ترسیب کرتا ہے۔

ہائپو فاسفورس ترشے کا نابید یا کلورائیڈ وجود پذیر نہیں ہے۔

صنف $P(OH)_3$ سے متشاکل فاسفورس ترشہ تعبیر ہوتا ہے۔ اس ساخت کے مرکب کی وجود پذیری کے متعلق حسب ذیل امور بیان کیے جاسکتے ہیں۔ فاسفورس ترشہ اپنے ٹھوس غیر نامیاتی نمکوں میں ہمیشہ دو اساسی ہوتا ہے۔ گو کہتے ہیں کہ Na_3PO_3 محلول میں وجود پذیر ہے اور ایسٹر $P(OC_2H_5)_3$ دریافت ہو چکا ہے۔ اس ترشے کی دو اساسیت کی توجیہ کے لیے یہ فرض کیا جاسکتا ہے کہ اس کی روانیت صرف 2H اور HPO_3 کی حد تک واقع ہوتی ہے، کیونکہ یہ ایک مشہور بات ہے کہ کثیر الاساس ترشے مکمل روانیت مشکل ہی سے اختیار کرتے ہیں۔ مثلاً فاسفارک ترشہ H اور H_2PO_4 روان پیدا کرتا ہے، مگر یہ ترشہ سہ اساسی ہے[1]۔ آرسینیئس ترشہ تک سہ اساسی ہے، کیونکہ Ag_3AsO_3 تیار کیا جاسکتا ہے، گو یہ غالباً فاسفورس ترشے سے کمزور ترشہ ہی ہے۔ اس سے یہ معلوم ہوتا ہے کہ غیر نامیاتی نمکوں میں اس ترشے کی دو اساسیت کے لیے کوئی اور ہی دلیل تلاش کرنی چاہیے۔ اگر یہ فرض کر لیا جائے کہ فاسفورس ترشے میں حسب ذیل قسم کی ہم ترکیب تغیر واقع ہوتا ہے تو تمام امور کی قابل اطمینان توجیہ ہو جاتی ہے:-

$$P{<}\begin{matrix}OH\\OH\\OH\end{matrix} \rightleftharpoons OP{<}\begin{matrix}H\\OH\\OH\end{matrix};$$

لہٰذا اس ترشے کی دو اساسیت تکسید بالذات پر منحصر ہے جس کا رجحان فاسفورس کے مرکبات میں پایا جاتا ہے۔ ذیل کے ہم ترکیب ایتھل ایسٹرز ان دو ضابطوں کے متناظر ہیں:-

$$OP{<}\begin{matrix}C_2H_5\\OC_2H_5\\OC_2H_5\end{matrix} \quad \text{اور} \quad P{<}\begin{matrix}OC_2H_5\\OC_2H_5\\OC_2H_5\end{matrix}$$

[1] نوٹ ۴۴ - صفحہ ۶۵۰

گرم کرنے پر فاسفورس ترشہ بھی ہائپو فاسفورس ترشے کی طرح تحلیل ہوتا ہے :—

$$4H_3PO_3 = PH_3 + 3H_3PO_4.$$

فاسفورس اینہائیڈرائیڈ P_4O_6 ، اگر ایک نلی میں فاسفورس رکھ کر اس میں سے ہوا کھینچی جائے تو فاسفورس کے سست احتراق سے فاسفارک اینہائیڈرائیڈ کے ساتھ پیدا ہوتا ہے - اس کی قلمیں بنائی جا سکتی ہیں جو ۲۲٫۵° پر پگلتی ہیں - بے رغبت فضا میں یہ ۱۷۳° پر جوش کھاتا ہے - سرد پانی کے ساتھ مل کر فاسفورس ترشہ پیدا کرتا ہے ، لیکن گرم پانی اس کو تحلیل کر دیتا ہے جس سے سرخ فاسفورس ، فاسفین اور فاسفارک ترشہ پیدا ہوتا ہے تھوڑا سا گرم کرنے پر یہ جلتا اور فاسفارک آکسائیڈ بنتا ہے لیکن اگر اس کو جلدی سے ۴۴۰° تک گرم کریں تو سرخ فاسفورس اور فاسفورس ٹٹرا آکسائیڈ میں تحلیل ہو جاتا ہے - بخاری کثافت کی تخمین سے اس کا ضابطہ P_4O_6 قرار پاتا ہے -

فاسفورس ترشہ H_3PO_3 ، اپنے نابید کے ساتھ پانی کے امتزاج ، مرطوب ہوا میں فاسفورس کی سست تکسید یا سرد پانی کے ذریعے سے ترشی کلورائیڈ کی تحلیل سے حاصل ہوتا ہے :—

$$PCl_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HCl.$$

تبخیر سے پانی اور ہائیڈروکلورک ترشہ اڑا دینے کے بعد فاسفورس ترشے کی قلمیں پسیجنی مادہ کی شکل میں حاصل ہوتی ہیں - یہ ۷۰° پر پگلتا ہے - ترشے یا اس کے نمکوں کا محلول سونے چاندی اور پارے کے نمکوں کو تحویل کرتا اور سلفرس ترشے سے گندک کی ترسیب کر دیتا ہے -

پائیرو فاسفورس ترشہ $H_2(H_2P_2O_5)$ ، PCl_3 اور H_3PO_3 سے تعامل ذیل کے مطابق پیدا ہوتا ہے :—

$$10H_3PO_3 + 2PCl_3 = 6H_4P_2O_5 + 6HCl.$$

اس کی قلمیں بے رنگ سوزن نما ہوتی ہیں اور ۳۸° پر پگلتی ہیں۔ اس کا سوڈیم نمک اصلی سوڈیم فاسفائیٹ کو ۱۶۰° تک گرم کرنے پر حاصل ہوتا ہے :۔

$$2NaH_2PO_3 = Na_2H_2P_2O_5 + H_2O$$

میٹا فاسفورس ترشہ HPO_2 ۔ جب فاسفین اور آکسیجن کے مساوی حجموں میں ۲۵ ممر دباؤ کے تحت تعامل ہوتا ہے تو اس مرکب کی قلمیں بن جاتی ہیں جو تقریباً ۱۰° پر پگلتی ہیں :۔

$$PH_3 + O_2 = HPO_2 + H_2.$$

جب کلورین میں فاسفورس جلتی ہے یا فاسفورس پر سے خشک کلورین کی رَوگزاری جاتی ہے، تو **فاسفورس ترشے کا کلورائیڈ، فاسفورس ٹرائی کلورائیڈ** PCl_3 پیدا ہوتا ہے۔ یہ بے رنگ مائع ہے جو ۷۶° پر جوش کھاتا ہے۔ سرد پانی اس کو ہائیڈروکلورک اور فاسفورس ترشے میں تحلیل کردیتا ہے۔ گرم پانی سے فاسفارک ترشہ اور فاسفورس کے ادنیٰ تر آکسائیڈز بن جاتے ہیں۔ PCl_3 بہ آسانی $POCl_3$ میں تکسید ہوسکتا ہے۔

فاسفورس کے پنجگرفتا مشتقات

فاسفارک اینہائیڈرائیڈ یا فاسفارک آکسائیڈ P_4O_{10} ، جو ہوا یا آکسیجن میں فاسفورس کے مکمل احتراق سے حاصل ہوتا ہے ایک سفید نقلی نمگیر ٹھوس شے ہے، جس کو گرم کرنے پر ایک قلمی مصعّد حاصل ہوتا ہے۔ یہ طاقتور نابندہ عامل ہے۔ پانی کے ساتھ مل کر میٹا اور آرتھو فاسفارک ترشے پیدا کرتا ہے۔

پنجگرفتا فاسفورس کے ہائیڈراکسلی حاصلوں کے متعلق یہ بتا دینا ضروری ہے کہ فرضی اصناف $PH_3(OH)_2$ ، $PH_2(OH)_3$ اور $PH(OH)_4$ میں سے اول الذکر ایک ایسی ہائیڈراکسلی شکل ہے، جو مذکورہ بالا آکسی امینیز کی متناظر ہے۔ اور آخر الذکر

دو اضافہ علی الترتیب ہائپو فاسفورس اور غیر متشاکل فاسفورس ترشے کی ہائیڈراکسلی شکلوں کے متناظر ہیں۔

آرتھو فاسفارک صنف $P(OH)_5$ کے متعلق یہ بیان کیا جا سکتا ہے کہ گو پنج اساسی فاسفارک ترشے کا کوئی نمک وجود پذیر نہیں، تاہم مائیکلیز نے فاسفارل کلورائیڈ کے متناظر نامیاتی ہائیڈراکسلی مشتقات تیار کیے ہیں:—

$$OPCl_3 \longrightarrow OPR_3 \xrightarrow{H_2O} \begin{matrix} HO \\ HO \end{matrix}\!\!>PR_3.$$

$P(OH)_5$ اور اس کے نمک تو وجود پذیر نہیں، مگر اس کی نابیدگی کا پہلا حاصل $PO(OH)_3$ معمولی تپش پر نہ صرف ٹھوس حالت میں بلکہ حالت محلول میں بھی قیام پذیر ہے۔ اس لیے یہ آرتھو فاسفارک ترشے کے نام سے موسوم کیا جاتا ہے۔

فاسفارک ترشے کی شکلوں کا باہمی رشتہ۔

صفحہ ۸۱ پر یہ بتایا جا چکا ہے کہ بورک، فاسفارک اور سلسک ترشوں جیسے کثیر الاساس ترشے، زیادہ آبیدہ ترشے کے دو یا دو سے زیادہ سالمات میں سے پانی کے سالمات کے نقصان سے تکثیف شدہ یا کم آبیدہ ترشے پیدا کر دیتے ہیں۔ فاسفارک ترشہ اس تغیر کی ایک نہایت مشہور مثال ہے۔

فاسفارک ترشے کی تین شکلوں آرتھو، میٹا اور پائیرو کا وجود گریہم[1] نے ثابت کیا تھا۔ اور سباتیئے[2] اور فلائیٹ مین[3]، ہیننبرگ[4] وغیرہ کا یہ خیال تھا کہ

---

[1] Phil. Trans. (1833), 52, 253

[2] Sabatier

[3] Fleitmann

[4] Hennenberg

[5] Compt rend. (1888), 106, 63. (1889). 108, 738, 804.

میٹا فاسفارک ترشے کی متضاعف شکلیں بھی وجود پذیر ہیں، جو ضابطہ $(HPO_3)_n$ سے تعبیر کی جا سکتی ہیں اور جن میں n ۲، ۳، ۴، ۵، ۶، ۸ اور ۱۰ کے مساوی ہو سکتا ہے۔ لیکن ان شکلوں کے وجود کا ثبوت اوزان سالمہ کی تخمین کے بجائے زیادہ تر تیاری کے قاعدوں اور نمکوں کی ترکیب اور اُن کے خواص پر مبنی تھا۔ ذیل میں فاسفارک ترشے کی بعض ممکنہ ترکیبی شکلوں کا رشتہ بیان کیا گیا ہے۔

فاسفارک ترشے کی نابیدگی یا تو اس کے ایک ہی سالمے تک محدود رہ سکتی ہے :-

$$PO(OH)_3 = PO_2\,OH + H_2O$$

اور یا دو سالمے اس میں حصہ لے سکتے ہیں :-

$$\begin{matrix} PO(OH)_3 \\ PO(OH)_3 \end{matrix} = O\!<\!\begin{matrix} PO(OH)_2 \\ PO(OH)_2 \end{matrix} + H_2O,$$

پہلی صورت میں میٹا فاسفارک ترشہ اور دوسری صورت میں پائیرو فاسفارک ترشہ بنتا ہے۔

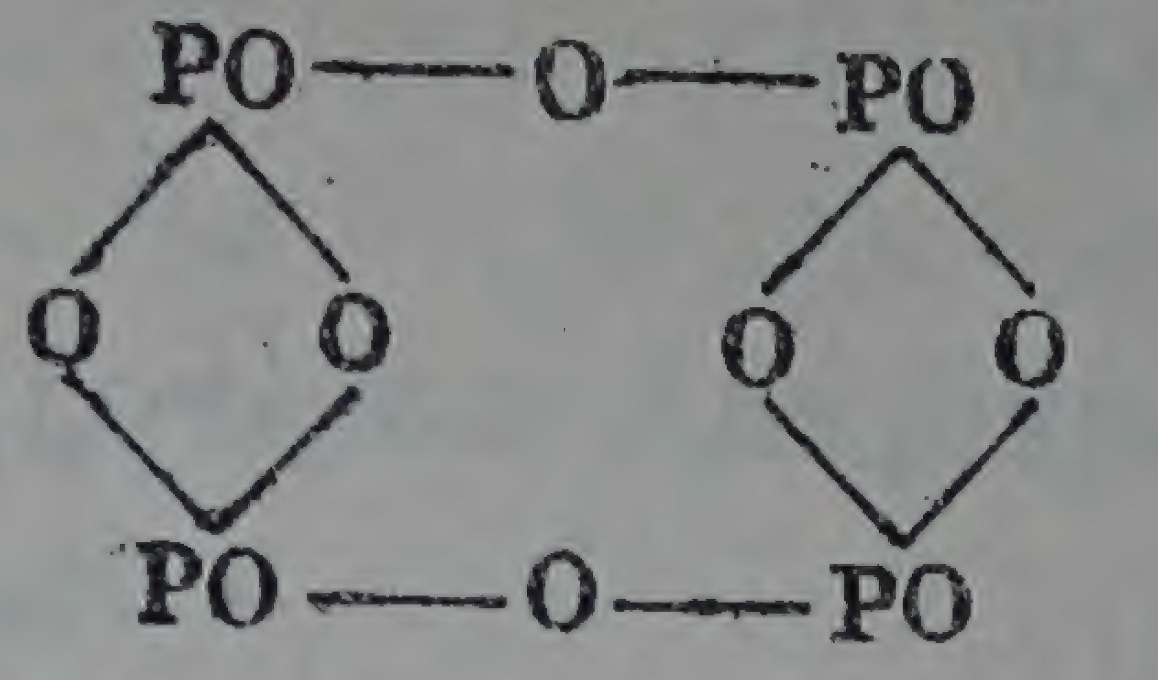
اگر پائیرو فاسفارک ترشے کے ایک سالمے میں سے پانی کا ایک سالمہ اُسی طرح سے نکل جائے جس طرح اصل آرتھو ترشے سے نکل کر پائیرو ترشہ بنتا ہے، تو ڈائی میٹا فاسفارک ترشہ بن جاتا ہے :-

$$O\!<\!\begin{matrix} PO(OH)_2 \\ PO(OH)_2 \end{matrix} \longrightarrow O\!<\!\begin{matrix} POOH \\ POOH \end{matrix}\!>\!O + H_2O$$

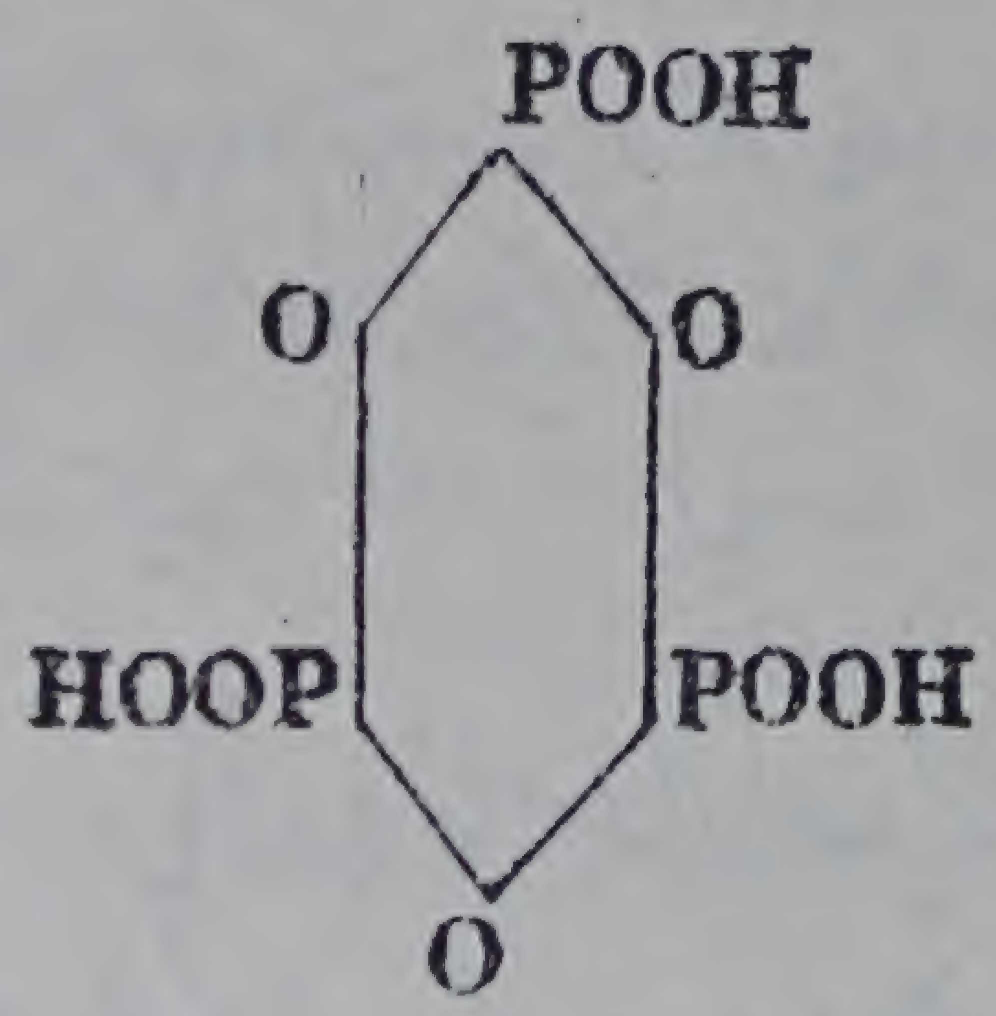
اگر اس تکثیف میں ایک کے بجائے دو سالمے حصہ لیں تو ٹیٹرا میٹا فاسفارک ترشہ پیدا ہوتا ہے :-

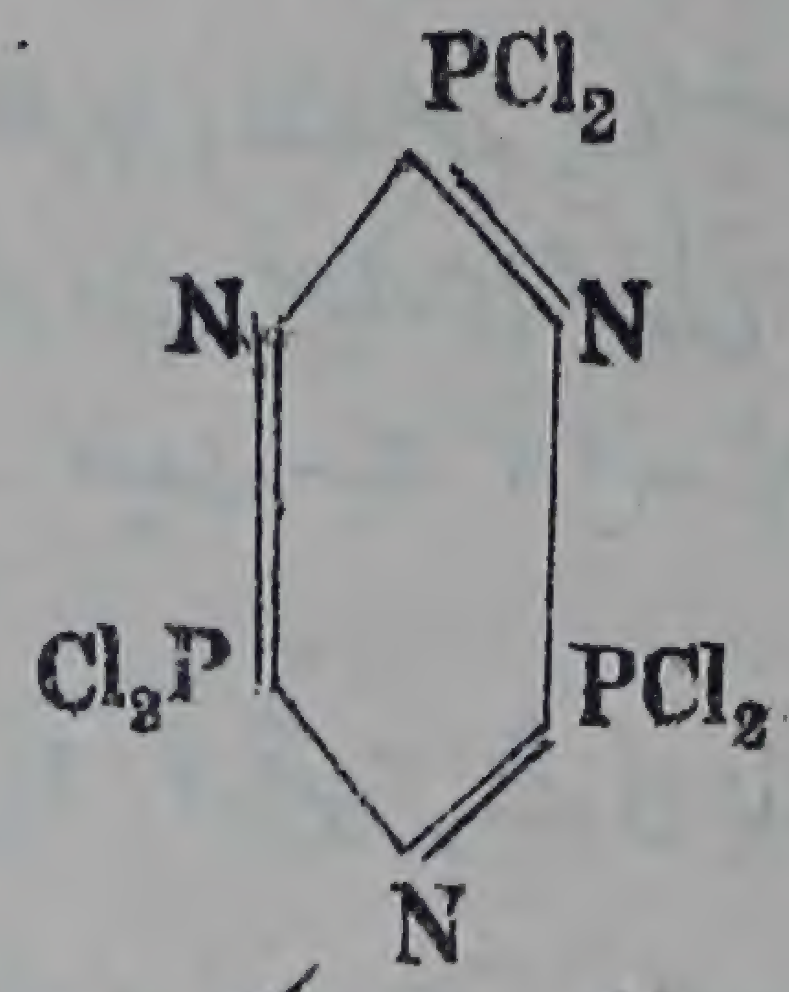
$$O\!<\!\begin{matrix} HOPOOH \\ HOPOOH \end{matrix} \quad \begin{matrix} HO\,POOH \\ HO\,POOH \end{matrix}\!>\!O \longrightarrow O\!<\!\begin{matrix} HOPO-O-POOH \\ HOPO-O-POOH \end{matrix}\!>\!O + 2H_2O.$$

اب ساخت کے نقطۂ نظر سے ٹٹرا میٹا فاسفارک ترشے سے فاسفارک اینہائیڈرائیڈ تک جو ضابطۂ ذیل سے تعبیر ہو سکتا ہے صرف ایک ہی مرحلہ باقی رہتا ہے :-



اس قسم کے مرکبات کے تضاعف کے امکانات مندرجۂ بالا مثالوں ہی پر ختم نہیں ہو جاتے - چنانچہ کاربن کے مرکبات میں سہ گانہ اتحاد سے تضاعف کی مثالیں موجود ہیں - ایلڈیہائیڈ کی پیرا ایلڈیہائیڈ میں، اور ایسٹیلین کی بنزین میں تبدیلی مثالاً پیش کی جا سکتی ہے - بعض فاسفارک مرکبات میں بھی اسی قسم کا رجحان پایا جاتا ہے - مثلاً مرکب $NPCl_2$ جب ۱۷۵-۲۰۰° کی تپش پر PCl_5 اور NH_3 سے تیار کیا جاتا ہے تو وہ $(NPCl_2)_3$ سالمات پر مشتمل ہوتا ہے، جو ٹرائی میٹا فاسفارک ترشے $(HPO_3)_3$ کے مماثل ہیں - ان دو مرکبات کی ساخت یوں ظاہر کی جا سکتی ہے :-





آرتھو فاسفارک ترشہ H_3PO_4، اپنے محلول کی تبخیر سے قلمی شکل میں حاصل ہوتا ہے - یہ ۴۲° پر پگھلتا ہے - اس کا آبی محلول محض خفیف روانیت اختیار کرتا ہے، اور نقطۂ انجماد کی تخمین سے پتا چلتا ہے کہ اس میں H_3PO_4 سالمات موجود ہوتے ہیں[1] - اس ترشے کے حسبِ ذیل تین سوڈیم نمکوں سے

[1] Holt and Myers, Chem. Soc. Trans. (1911), 99, 389

اس کے سہ اساسی ہونے کا ثبوت ملتا ہے :۔

اصلی سوڈیم فاسفیٹ	NaH_2PO_4, H_2O.
ثانوی " "	$Na_2HPO_4, 12H_2O$
ثالثی " "	$Na_3PO_4, 12H_2O$.

متناظر کیلسیم نمک $CaHPO_4\ 2H_2O$ ، $CaH_4(PO_4)_2$
اور $Ca_3(PO_4)_2$ ہیں۔

مائیکروکازمک نمک $NaNH_4HPO_4, 4H_2O$ ہے۔ ایک اور اہم نمک $MgNH_4PO_4, 6H_2O$ ہے۔ تشریح میں فاسفیٹ اصلیے کو دُور کرنے کے لیے وہ فیرک فاسفیٹ میں تبدیل کیا جاتا ہے، جو ایسیٹک ترشے میں ناحل پذیر ہے۔ کیلسیم اور فیرک فاسفیٹ جیسے ناحل پذیر فاسفیٹس کو پانی آہستہ آہستہ ایک ناحل پذیر زیادہ اساسی جزو اور ایک حل پذیر جزو میں آب پاشیدہ کر دیتا ہے۔ آخرالذکر میں آزاد ترشے کی موجودگی کا پتا چلتا ہے۔ حل پذیر فاسفیٹس مثلاً سوڈیم فاسفیٹس کے محلول میں بھی نمایاں آب پاشیدگی واقع ہوتی ہے۔ چنانچہ NaH_2PO_4 کا تعامل ترشگانہ Na_2HPO_4 کا خفیف قلویانہ اور Na_3PO_4 کا طاقتور قلویانہ ہوتا ہے۔ اول الذکر دو نمکوں کے محلول علی الترتیب کم ترشیت اور قلویت کے معیاری محلولوں کے طور پر استعمال کیے جاتے ہیں، اور ان کو مختلف تناسبوں میں ملا کر ایسے معیاری محلول بنائے جاتے ہیں جو نقطۂ تعدیل سے دونوں جانب خفیف سے منحرف ہوتے ہیں۔

پائیروفاسفارک ترشہ[ا] $H_4P_2O_7$ ، آرتھو ترشے کی نابیدگی یا میٹا ترشے کی آبیدگی سے درمیانی حاصل کے طور پر پیدا ہوتا ہے۔

$$2H_3PO_4 \rightleftharpoons H_4P_2O_7 + H_2O \rightleftharpoons 2HPO_3 + 2H_2O.$$

[ا] نوٹ ۵۹ ۔ صفحہ ۶۵۰

آرتھو ترشے کی نابیدگی سے پائیرو ترشہ شربت نما شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ اس کے طبعی محلول میں $(H_4P_2O_7)_4$ یا $(H_4P_2O_7)_5$ کے پیچیدہ سالمات پائے جاتے ہیں۔ لیکن اگر یہ لیڈ پائیرو فاسفیٹ کو ہائیڈروجن سلفائیڈ سے تحلیل کر کے تیار کیا جائے تو پھر اس کا آبی محلول $H_4P_2O_7$ کے سادہ سالمات ہی پر مشتمل ہوتا ہے[1]۔ پائیرو ترشے کے شربت نما محلول سے آرتھو اور پائیرو ترشے کی مخلوط قلمیں حاصل ہوتی ہیں لہٰذا آخرالذکر قیام پذیر شے تصور نہیں کیا جاسکتا۔ سوڈیم پائیرو فاسفیٹ ثانوی سوڈیم فاسفیٹ کو بھوننے سے حاصل ہوتا ہے:۔

$$2Na_2HPO_4 = Na_4P_2O_7 + H_2O \;;$$

میگنیشیئم امونیم فاسفیٹ بھی اسی طرح پائیرو فاسفیٹ میں تبدیل ہوتا ہے:۔

$$2MgNH_4PO_4 = Mg_2P_2O_7 + 2NH_3 + H_2O$$

آرتھو اور پائیرو فاسفیٹ میں ان کے نقرئی نمکوں سے تمیز کر سکتے ہیں۔ Ag_3PO_4 زرد اور $Ag_4P_2O_7$ سفید ہے۔

طبعی اور ڈائی ہائیڈروجن فاسفیٹس وجود پذیر ہیں مثلاً $Na_4P_2O_7,$ $10H_2O$ اور $Na_2H_2P_2O_7, 6H_2O$۔ پائیرو فاسفیٹس کے محلول سرد حالت میں آہستہ آہستہ اور گرم کرنے پر سرعت سے آرتھو فاسفیٹس میں تبدیل ہوتے ہیں۔

میٹا فاسفارک ترشہ HPO_3[2]، فاسفارک آکسائیڈ پر رطوبت کے عمل سے، برفیلے فاسفارک ترشے کو سرخی کی حد تک گرم کرنے سے، یا کسی امونیم فاسفیٹ کو بھوننے سے حاصل ہوتا ہے:۔

---

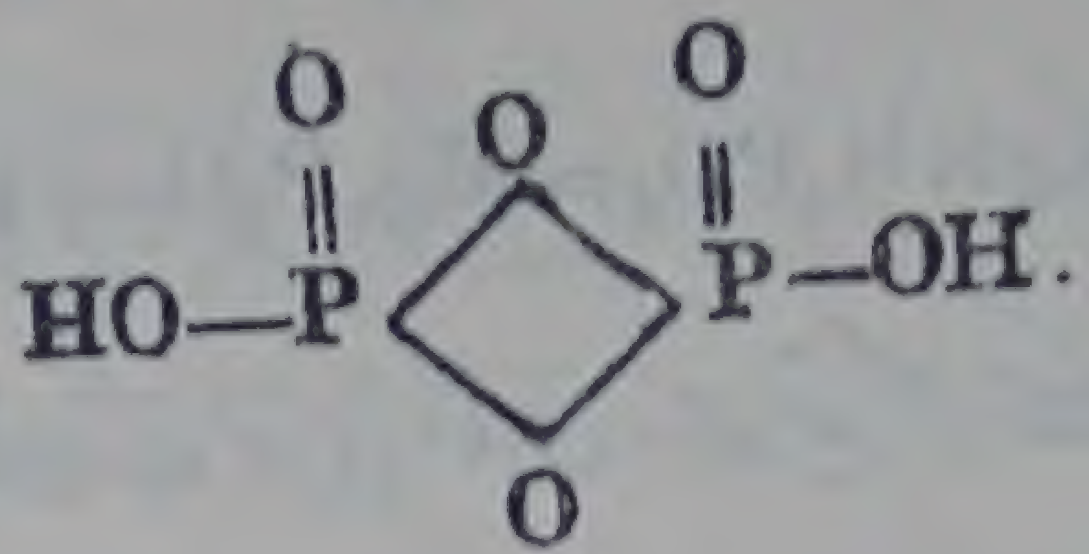
[1] Holt and Myers, Chem. Soc. Trans, (1911), 99, 890.

[2] نوٹ ۴۶۔ صفحہ ۶۵۱

$$(NH_4)_2HPO_4 = HPO_3 + 2NH_3 + H_2O,$$

اور اگر لیڈ میٹا فاسفیٹ کو پانی میں معلق رکھ کر ہائیڈروجن سلفائیڈ سے تحلیل کیا جائے تو اس کا محلول پیدا ہوتا ہے۔

اگر یہ آخر الذکر قاعدے سے آبی محلول کی شکل میں تیار کیا جائے تو HPO_3 کے سادہ سالمات پر، اور اگر برفیلے فاسفارک ترشے کو تھوڑی دیر کے لیے سُرخی کی حد تک گرم کر کے تیار کیا جائے تو $(HPO_3)_3$ سالمات پر مشتمل ہوتا ہے، جو دیر تک بھوننے پر $(HPO_3)_2$ میں تبدیل ہو جاتے ہیں علاوہ ازیں جب میٹا فاسفارک ترشہ بخارات[1] کی شکل میں حاصل کیا جاتا ہے تو یہ $(HPO_3)_2$ یا



پر مشتمل ہوتا ہے۔ سوڈیم میٹا فاسفیٹ کا شیشہ جو اصلی سوڈیم فاسفیٹ یا مائیکرو کازمک نمک جیسی اشیا کو بھوننے سے بنتا ہے $(NaPO_3)_3$ ہے۔ اس ترشے کی متضاعف شکلوں میں سے صرف ڈائی اور ٹرائی میٹا فاسفیٹس ہی کا اوزان سالمہ کی تخمین سے ثبوت[2] دستیاب ہوتا ہے، لہٰذا اس کی پیچیدہ تر شکلوں کو جن کے وجود کا پہلے یقین کیا جاتا تھا ہم نظر انداز کر سکتے ہیں۔ میٹا فاسفیٹ کا محلول ایسیٹک ترشے کی موجودگی میں انڈے کی البومن کو بستہ کر دیتا ہے۔ اس طرح سے میٹا فاسفیٹس اور آرتھو اور پائیرو فاسفیٹس میں تمیز کی جا سکتی ہے۔ پائیرو فاسفیٹس کی طرح میٹا فاسفیٹس بھی محلول کے اندر بالتدریج آرتھو فاسفیٹس میں تبدیل

---

[1] Tilden and Barnett, Chem. Soc. Trans, (1896), 69, 158.

[2] Holt and Myers Chem. Soc. Trans. (1911), 99, 384, (1913), 103, 532.

ہوجاتے ہیں۔

فاسفارک ترشے کے کلورائیڈز

فاسفورس پنٹا کلورائیڈ یا فاسفارک کلورائیڈ، PCl_5

فرضی آرتھو ترشے $P(OH)_5$ کا، اور فاسفارل کلورائیڈ یا فاسفورس آکسی کلورائیڈ $POCl_3$، معمولی فاسفارک ترشے کا متناظر ہے۔ اسی طرح سے $P_2O_3Cl_4$ پائیرو فاسفارک ترشے کا اور PO_2Cl میٹا فاسفارک ترشے کا کلورائیڈ ہے۔
فاسفورس پنٹا کلورائیڈ ٹرائی کلورائیڈ پر کلورین کے عمل سے تیار کیا جاتا ہے۔ یہ ہلکے زرد رنگ کا قلمی ٹھوس ہے جو مرطوب ہوا میں دُخان پیدا کرتا ہے۔

فاسفارک آکسائیڈ یا اس کی آبیدگی کے حاصلوں کو گرم کرنے پر آکسیجن خارج نہیں ہوتی، لیکن فاسفارک کلورائیڈ معتدل تپش ہی پر فاسفورس کلورائیڈ اور کلورین میں مفترق ہوتا ہے۔

مکانی علائق اور $Cl_2P<$ کے مقابلے میں صنف $OP<$ کا زیادہ ثبات، غالباً قیام پذیری میں آکسائیڈ کے معاملے کی برتری کا باعث ہے۔ یہ بھی واضح رہے کہ فاسفارل کلورائیڈ $OP\left\langle\begin{matrix}Cl\\Cl\\Cl\end{matrix}\right.$ حرارت سے مفترق نہیں ہوتا، اور کلورینی مرکبات، آکسیجنی مرکبات سے زیادہ ہائیڈروجنی مرکبات کے مماثل ہیں، اور فاسفورس کا پنٹا ہائیڈرائیڈ وجود پذیر نہیں ہے[1]۔

فاسفورس پنٹا کلورائیڈ حسبِ ذیل تعاملِ عمومی کے بموجب OH کے بجائے Cl کے ادخال کے لیے نامیاتی کیمیا میں بالخصوص استعمال کیا جاتا ہے:-

$$R\cdot OH + PCl_5 = R\cdot Cl + POCl_3 + HCl.$$

[1] نوٹ ۷،۴۔ صفحہ ٦٥١

فاسفارل کلورائیڈ یا فاسفورس آکسی کلورائیڈ

$POCl_3$، PCl_5 پر پانی کے عمل کا ابتدائی حاصل ہے :-

$$PCl_5+H_2O=POCl_3+2HCl.$$

لہذا یہ بورک ترشہ استعمال کر کے یوں تیار کیا جا سکتا ہے :-

$$3PCl_5+2B(OH)_3=3POCl_3+6HCl+B_2O_3\ ;$$

یہ فاسفارک آکسائیڈ اور کلورائیڈ کے امتزاج سے بھی حاصل ہوتا ہے :-

$$6PCl_5+P_4O_{10}=10POCl_3\ ;$$

اور PCl_3 کی براہِ راست تکسید سے بھی تیار ہو سکتا ہے۔ بے رنگ سیلان پذیر مائع ہے، °۱۰۷ پر جوش کھاتا ہے۔ پانی کے عمل سے فاسفارک اور ہائیڈروکلورک ترشے میں تحلیل ہوتا ہے۔

پائیروفاسفارل کلورائیڈ $P_2O_3Cl_4$، بے رنگ دُخان خیز مائع ہے جو ۲۱۰ - °۲۱۵ پر جوش کھاتا اور اسی کے ساتھ جزوی طور پر $POCl_3$ اور P_4O_{10} میں تحلیل ہوتا ہے۔ اگر پست تپش پر نائیٹروجن پرآکسائیڈ سے فاسفورس ٹرائی کلورائیڈ کو تکسید کریں تو علاوہ دیگر اشیا کے $P_2O_3Cl_4$ حاصل ہوتا ہے۔

میٹا فاسفارل کلورائیڈ PO_2Cl کے متعلق کہا جاتا ہے کہ یہ پائیروفاسفارل کلورائیڈ کو پست دباؤ کے تحت کشید کرنے سے شربت نما مائع کی شکل میں حاصل ہوتا ہے :-

$$P_2O_3Cl_4=PO_2Cl+POCl_3.$$

گرم کرنے پر یہ اس طرح تحلیل ہوتا ہے :- $3PO_2Cl = POCl_3 + P_2O_5$

فاسفوروسو فاسفارک آکسائیڈ $(PO_2)_n$ اور ہائیپو فاسفارک ترشے H_2PO_3 کا ذکر ابھی باقی ہے۔

فاسفوروسو فاسفارک آکسائیڈ فاسفورس کے جزومی احتراق نیز فاسفورس آکسائیڈ سے حاصل ہوتا ہے، جو ۴۴۰° تک گرم کرنے پر سُرخ فاسفورس اور $(PO_2)_n$ میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ آخرالذکر مرکب بے رنگ قلمیں پیدا کرتا ہے جو خلا میں ۱۸۰° پر صعود کرتی ہیں۔ اس کی بخاری کثافت ۱۴۰۰° کے قریب ۲۳۰ ہوتی ہے اور یہ P_8O_{16} سالمی ضابطے کے تقریباً مطابق ہے۔ سرد یا جوش کھاتے ہوئے پانی میں اس کا محلول مرکیورک اور نقرئی نمکوں کو تحویل کرتا اور فاسفورس اور فاسفارک ترشوں پر مشتمل ہوتا ہے :-

$$2PO_2 + 3H_2O = H_3PO_3 + H_3PO_4$$

لہذا فاسفوروسو فاسفارک آکسائیڈ مخلوط نا بید ہے، اور اس لحاظ سے نائیٹروجن ٹٹرا کسائیڈ کے مانند ہے، جو پانی میں حل ہو کر نائیٹرس اور نائیٹرک ترشے پیدا کرتا ہے -

ہائیپو فاسفارک ترشہ جس کا سادہ ترین ضابطہ H_2PO_3 ہے، مرطوب ہوا میں فاسفورس کی سست تکسید سے حاصل ہوتا ہے۔ چونکہ اس کا سوڈیم نمک $NaHPO_3 , 3H_2O$ کم حل پذیر ہے، اس لیے یہ ترشہ دوسرے ترشوں سے جو اس کے ساتھ ہی بنتے ہیں جُدا کیا جا سکتا ہے۔ خود یہ ترشہ اپنے بیرم نمک کو ہلکائے سلفیورک ترشے سے تحلیل، اور تقطیر کردہ محلول کو پست دباؤ کے تحت تبخیر کر کے قلمی شکل H_2PO_3 , H_2O میں، جس کے ساتھ پانی کا ایک سالمہ بھی شامل ہے، تیار کیا جا سکتا ہے۔ قلمیں ۶۲° پر پگھلتی ہیں۔ ہائیپو فاسفارک ترشے کے سالمی ضابطے کے متعلق بہت کچھ

بحث ہوچکی ہے۔ ابتدا میں یہ $H_4P_2O_6$ تصور کیا گیا تھا، کیونکہ اس کا سوڈیم نمک جس کے ذریعہ سے یہ علٰحدہ کیا گیا تھا $Na_2H_2P_2O_6 , 6H_2O$ ہے۔

پیراوانو[۱] اور مارینی[۲][۱۰] نے ہلکاؤ کی مختلف قیمتوں پر برقی موصلیت کے تغیر سے یہ نتیجہ نکالا ہے کہ اس ترشے کے سوڈیم نمک $NaHPO_3$ اور Na_2PO_3 کے بجائے $Na_2H_2P_2O_6$ اور $Na_4P_2O_6$ ضابطوں سے زیادہ صحیح طور پر تعبیر ہوتے ہیں۔

نمک $Na_3HP_2O_6 , 9H_2O$ سے ہائپو فاسفارک ترشے کے چار اساسی ہونے کا گمان ہوسکتا ہے، جس سے ضابطہ $H_4P_2O_6$ قرار پاتا ہے۔ لیکن یہ نمک $Na_2PO_3 , NaHPO_3 , 9H_2O$ بھی ہوسکتا ہے، جس کے مماثل سسکوی کاربونیٹ $Na_2CO_3 , NaHCO_3 \; 2H_2O$ موجود ہے۔

اس کے برخلاف روزنہائیم[۳]، اسٹیڈلر[۴] اور ژاکوبزوہن[۵][۱۱] بھی برقی موصلیت ہی کے تجربوں سے اس نتیجے پر پہنچے ہیں کہ سادہ تر ضابطے ہی صحیح ہیں۔ علاوہ ازیں روزنہائیم اور پرٹسے[۶][۱۲] نے ثابت کیا ہے کہ ہائپو فاسفارک ترشے کے میتھل اور ایتھل ایسٹرز کے اوزان سالمہ جو نقطہ جوش کے قاعدے سے دریافت کیے جاتے ہیں، اس ترشہ کے لیے ضابطہ H_2PO_3 کے متقاضی ہیں۔ بایں ہمہ کارنیک[۷][۱۳] اس مسئلے کو ابھی بحث طلب ہی سمجھتا ہے۔

---

[۱] Parravano [۲] Marini [۳] Rosenheim

[۴] Stadler [۵] Jacobsohn [۶] Pritze

[۷] Cernec

[۱۰] Atti R. Accad. Lincei (v), 15, ii, 203.

[۱۱] Ber. (1906), 39, 2837. [۱۲] Ber. (1908), 41, 2708

[۱۳] Bull. Soc. Chim., 1909 (IV), 5, 1081, 1121.

خواہ اس بحث کا کچھ ہی تصفیہ ہو، ہم بالفعل اس ترشے کی ساخت پر امتحاناً غور کر سکتے ہیں۔ ہائیپو فاسفارک ترشے کے لیے ضابطہ

$$(HO)_2-\overset{\overset{\large O}{\|}}{P}-O-P(OH)_2$$

تجویز کیا گیا ہے، جس کے لحاظ سے یہ فاسفورس اور فاسفارک ترشوں کا مخلوط نا بید معلوم ہوتا ہے۔ اگر اس ترشے کی ساخت اسی ضابطے کے مطابق ہو، تو پھر اس کے محولانہ خواص غالباً فاسفورس ترشے کے محولانہ خواص کے مانند ہونے چاہییں۔ لیکن پرمینگنیٹ کے ترشائے ہوئے محلول کی بہ آسانی تحویل کرنے میں یہ فاسفورس ترشے سے مختلف ہے چنانچہ اس طرح سے اس کی تخمین بھی کی جا سکتی ہے۔

لہٰذا اگر ہائیپو فاسفارک ترشے کا سالمی ضابطہ $H_4P_2O_6$ ہو تو اس کی ساخت کو تعبیر کرنے کے لیے ضابطہ

$$(HO)_2\overset{\overset{\large O}{\|}}{P}-\overset{\overset{\large O}{\|}}{P}(OH)_2$$

سب سے بہتر ہے، جو آکسیلک اور ڈائی تھایونک ترشے کے ساتھ اس کی مماثلت ظاہر کرتا ہے۔ لیکن اگر سالمی ضابطہ H_2PO_3 ہو تو پھر اس کا ساخت نما ضابطہ غالباً $OP(OH)_2$ ہونا چاہیے، جس میں فاسفورس چوگرفتا ہے۔

معدنی ترشوں کے ساتھ گرم کرنے پر ہائیپو فاسفارک ترشہ[۱] فاسفورس اور فاسفارک ترشوں کے آمیزے میں یوں تبدیل ہوتا ہے:۔

$$2H_2PO_3 + H_2O = H_3PO_3 + H_3PO_4$$

[۱] نوٹ ۴۸۔ صفحہ ۶۵۲

فاسفورس کے سلفائیڈز

فاسفورس اور گندک کو ملا کر گرم کرنے سے ان کے متعدد مرکبات تیار کیے گئے ہیں۔ ان میں سے اہم ترین پنٹا سلفائیڈ P_2S_5 ہے۔ اس کی قلمیں زرد ہوتی ہیں، جو ۲۷۴-۷۶° پر پگلتی اور بلا تغیر کشید کی جا سکتی ہیں۔ یہ تھایو فاسفارک ترشے کا تھایو اینہائیڈرائیڈ ہے۔ اور قلیوں کے ساتھ مل کر مانو، ڈائی اور ٹرائی تھایو فاسفیٹس پیدا کرتا ہے، جو علی الترتیب M_3PO_3S، $M_3PO_2S_2$ اور M_3POS_3 ضابطوں سے تعبیر کیے جاتے ہیں۔ مکمل تھایو فاسفیٹس M_3PS_4 وجود پذیر نہیں ہیں۔

تھایو فاسفارل کلورائیڈ $SPCl_3$ فاسفورس پنٹا کلورائیڈ اور پنٹا سلفائیڈ کے باہمی تعامل سے تیار کیا جاتا ہے:۔

$$3PCl_5 + P_2S_5 = 5PSCl_3$$

یہ ایک بے رنگ مائع ہے جو ۱۲۵° پر جوش کھاتا ہے۔

فاسفورس سسکوی سلفائیڈ P_4S_3 زرد معین نما منشوری قلمیں پیدا کرتا ہے۔ نقطۂ اماعت ۱۶۶° ہے۔ کاربن ڈائی سلفائیڈ میں حل پذیر ہے۔ دیاسلائیاں بنانے میں سفید فاسفورس کے بجائے استعمال کیا جاتا ہے۔

آرسینک، انٹیمنی اور بسمتھ

ان تین عناصر میں ادھاتی خواص بالتدریج دھاتی خواص میں تبدیل ہوتے ہیں، کیونکہ آرسینک میں ادھاتی اور بسمتھ میں دھاتی خواص زیادہ غالب ہیں۔ آرسینک کا عنصری حیثیت سے اپنے خواص، اور اپنے پیدا کردہ

مرکبات کے اصناف کے اعتبار سے فاسفورس کے ساتھ قریبی تعلق ہے۔ اسی طرح سے انٹیمنی بھی آرسینک کے قریب قریب پہنچتا ہے۔ لیکن بسمتھ اپنے آکسائیڈز کی زیادہ نمایاں اساسی سیرت اور ہائیڈرائیڈ کی ناقیام پذیری میں باقی دو عنصروں سے بیّن طور پر مختلف ہے۔ یہ ہائیڈرائیڈ بسمتھ اور میگنیشیئم کی بھرت پر ترشے کے عمل سے پیدا ہوتا ہے، کیونکہ خارج شدہ گیس جب ایسی نلی میں سے گزاری جاتی ہے جو کسی خاص مقام پر گرم کی گئی ہو تو اس نلی میں بسمتھ کا مطروحہ جم جاتا ہے۔

ان عناصر کے بعض طبعی مستقل ذیل میں درج کیے جاتے ہیں:۔

	کثافت	نقطۂ اماعت	نقطۂ جوش
آرسینک	As_{α} ۳٫۸۸، As_{β} ۴٫۷۱، As_{γ} ۵٫۷۳	بڑھے ہوئے دباؤ پر ۵۰۰°	—
انٹیمنی	Sb_{α} — Sb_{β} ۵٫۳ ، Sb_{γ} تقریباً ۶٫۷	۶۳۰°	چمکدار سرخ حرارت
بسمتھ	۹٫۷۵	۲۷۱°	تقریباً ۱۴۰۰°

آرسینک کا نقطۂ اماعت بڑھے ہوئے دباؤ کے تحت بھی انٹیمنی کے نقطۂ اماعت سے پست ہے۔ اول الذکر عنصر آخر الذکر سے بہت زیادہ طیران پذیر ہے، کیونکہ وہ ۱۰۰° سے نیچے ہی صعود کرنے لگتا ہے۔ آرسینک تین بہروپی شکلوں میں پایا جاتا ہے، جو As_{α} ، As_{β} اور As_{γ} کہلاتی ہیں۔ ان کی قیام پذیری کی ترتیب اس ترتیب کے برعکس ہے۔ بہروپ صریحی طور پر ادھاتی خصوصیت ہے اور فی الحقیقت آرسینک اپنی بہروپی شکلوں کی نوعیت میں فاسفورس سے بہت کچھ ملتا جلتا ہے۔

معمولی آرسینک کو CO_2 کی رَو میں تصعید کرنے اور بخارات کو فی الفور سرد کرنے سے As_{α} پیدا ہوتا ہے۔ یہ کبریتی زرد رنگ کا سفوف

ہے، جو کاربن ڈائی سلفائیڈ میں حل پذیر اور غالباً قلمی ہوتا ہے۔ یہ معمولی یا سفید فاسفورس کے مماثل ہے۔ گرم کرنے پر یہ جلد As_β یا آئینہ نما آرسینک میں تبدیل ہوتا ہے، جو عام طور پر نقلما بتایا جاتا ہے مگر غالباً قلمی ہوتا ہے۔ خوب گرم کرنے پر یہ دونوں قسمیں آخرکار معمولی قلمی یا "دھاتی" آرسینک As_γ میں تبدیل ہو جاتی ہیں۔ یہ "دھاتی" فاسفورس کے مماثل ہے۔

آزاد حالت میں انٹیمنی اور بسمتھ کی شکل آرسینک سے قطعی طور پر زیادہ دھاتی ہوتی ہے، لیکن بہروپی شکلوں میں انٹیمنی آرسینک کے مشابہ ہے۔ Sb_α، As_α کی طرح زرد ہے، اور اسٹبین کو -۹۰° سے پست تر تپش پر تکسید کرنے سے حاصل ہوتا ہے۔ Sb_β جو اسی طرح سے -۴۰° پر تیار کیا جاتا ہے نقلما سیاہ سفوف ہے، جو گرم کرنے پر قیام پذیر خاکستری مائل سفید دھاتی شکل اختیار کر لیتا ہے۔

ہائیڈروکلورک ترشے میں انٹیمنی ٹرائی کلورائیڈ کے مرتکز محلول کی برق پاشیدگی کے دوران میں انٹیمنی کے منفی برقیرے پر جو "دھماکو انٹیمنی" تہ نشین ہوتا ہے، وہ غالباً سیاہ انٹیمنی میں ٹرائی کلورائیڈ کا ٹھوس محلول ہوتا ہے۔ بسمتھ دو ضد رُوپی اقسام میں وجود پذیر ہے۔ ان کی مروری تپش ۰ء۷۵، مم ردباؤ پر ۵۰° ہے۔

اپنے بخارات کی سالمی حالت کے اعتبار سے ان عناصر کے خواص میں تدریج پایا جاتا ہے۔ آرسینک کے بخارات معتدل پست تپش پر فاسفورس کی طرح چوجوہرے ہیں، لیکن ۶۰۰° سے بلند تر تپش پر وہ دوجوہرے سالمات میں مفترق ہو جاتے ہیں۔ تقریباً ۶۰۰° پر انٹیمنی کے بخار کی کثافت سے ظاہر ہوتا ہے کہ وہ دوجوہرے اور اِک جوہرے سالمات کا آمیزہ ہے۔ بسمتھ کی بخاری کثافت سے بھی ۶۰۰° اور ۱۷۰۰° کے مابین اسی سالمی کیفیت کا پتا چلتا ہے۔ بخاری حالت میں سالمات کی سادہ ساخت دھاتی خواص کے لیے محک قرار دی جا سکتی ہے[1]، کیونکہ جہاں تک معلوم ہوا ہے دھاتوں کے بخارات زیادہ تر

[1] نوٹ ۴۹۔ صفحہ ۶۵۲

اک جوہرے ہی ہوتے ہیں۔ دھاتوں کی تبخیر کے لیے جو بلند تپش درکار ہے، وہ اس کا باعث تصور کی جاسکتی ہے، لیکن برف نمائی تخمینات سے بھی یک جوہریت ہی کا سُراغ ملتا ہے۔

ترشوں کے ساتھ ان عناصر کا سلوک بہت اہم ہے۔ ہوا کی غیر موجودگی میں ہائیڈرو کلورک ترشے کا آرسینک، انٹیمنی اور بسمتھ پر کچھ عمل نہیں ہوتا۔ لیکن ہوا کی موجودگی میں کلورائیڈز بن جاتے ہیں۔ نائیٹرک ترشہ آرسینک کو آرسینک ترشے (H_3AsO_4) میں، اور انٹیمنی کو اپنی طاقت کے لحاظ سے آبیدہ اینٹیمونیئس یا انٹیمونک آکسائیڈ میں تکسید کرتا ہے۔ لہذا نائیٹرک ترشے کے ساتھ اس دھات کا سلوک ویسا ہی ہے جیسا قلعی کا۔ لیکن ہلکا یا نائیٹرک ترشہ باریک انٹیمنی کو حل کر لیتا ہے۔ اس طرح غالباً غیر معتین سا نائیٹریٹ بن جاتا ہے۔ بسمتھ پر نائیٹرک ترشے کے عمل سے نائیٹریٹ کا محلول بنتا ہے۔ غرضکہ نائیٹرک ترشے کے عمل سے یہاں دھاتی (۲۴۵) نوعیت کے تین مدارج کی توضیح ہوتی ہے:-

(۱) حل پذیر آکسی ترشے کی پیدائش۔

(۲) ناحل پذیر آبیدہ آکسائیڈ کی پیدائش۔

(۳) حل پذیر نائیٹریٹ کی پیدائش۔

یہ تینوں عنصر ہلکا ئے سلفیورک ترشے میں حل نہیں ہوتے۔ لیکن گرم مرتکز سلفیورک ترشے میں حل ہو جاتے ہیں، جس سے سلفر ڈائی آکسائیڈ خارج ہوتا، اور غالباً ہر صورت میں سلفیٹ بن جاتا ہے۔ انٹیمونیئس اور بسمتھس سلفیٹس تو کافی معروف ہیں اور غالباً آرسینئس سلفیٹ $As_2(SO_4)_3$ بھی وجود پذیر ہے۔

آرسینک اور انٹیمنی کے ہائیڈرائیڈز

اس گروہ کے ہائیڈرائیڈز سے تمہید میں بحث کی گئی ہے (صفحہ ۲۶۳)۔ مندرجۂ ذیل امور سے آرسینک اور انٹیمنی کے سادہ ہائیڈرائیڈز کے خواص کی

مزید توضیح ہوتی ہے :۔

آرسین ۔ ۵۵° پر جوش کھاتی اور ۔ ۱۱۹° پر منجمد ہوتی ہے۔
اسٹبین ۔ ۱۷°

یہ ہائیڈرائیڈز دھاتی آرسینائیڈز اور انٹیمونائیڈز پر ہائیڈروکلورک ترشے کے عمل سے حاصل ہوتے ہیں۔ بہت ہلکائی شکل میں یہ ہائیڈرائیڈز آرسینک اور انٹیمنی کے مرکبات کے محلولوں پر ناشئی ہائیڈروجن کے عمل سے، پیدا ہوتے ہیں، جیساکہ مارش[۱] کی مشہور و معروف تشخیص میں ہوتا ہے گرم کردہ نلی میں ٹھوس عناصر کے مطروح ہونے سے اس تشخیص میں ہائیڈرائیڈز کا افتراق ظاہر ہوتا ہے۔ اسٹبین آرسین سے زیادہ آسانی کے ساتھ مفترق ہوتی ہے اور چونکہ انٹیمنی کم طیران پذیر ہے اس لیے یہ آرسینک کے مقابلہ میں شعلے کے زیادہ قریب مطروح ہوتا ہے۔ ان دو ہائیڈرائیڈز کا ایک اور مابہ الامتیاز سلور نائٹریٹ کے ساتھ ان کے سلوک پر مبنی ہے۔ آرسین اور اسٹبین ٹھوس سلور نائٹریٹ کے ساتھ مل کر سلور آرسینائیڈ یا انٹیمونائیڈ اور سلور نائٹریٹ کے زرد مرکبات پیدا کرتی ہیں جو ایک دوسرے سے ملتے جلتے ہیں (گٹسائیٹ[۲] کی تشخیص) :۔

$$As(Sb)H_3 + 6AgNO_3 = As(Sb)Ag_3.AgNO_3 + 3HNO_3.$$

آرسینک کا مرکب پانی سے یوں تحلیل ہوتا ہے:۔

$$AsAg_3.3AgNO_3 + 3H_2O = 6Ag + 3HNO_3 + H_3AsO_3 ;$$

(۲۴۶) لیکن انٹیمنی کا مرکب چاندی کے نمک کی تحویل کے بغیر $SbAg_3$ اور $AgNO_3$ پیدا کرتا ہے۔

اگر سلور نائیٹریٹ کے ہلکائے محلول میں سے آرسین گزاری جائے تو دھاتی چاندی کا رسوب فی الفور بنتا ہے (ہوفمان کی تشخیص) اور آرسینک

Marsh ۱ـ

Gutzeit ۲ـ

آرسینیئس ترشے کے محلول میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

$$AsH_3 + 6AgNO_3 + 3H_2O = 6Ag + 6HNO_3 + H_3AsO_3$$

لیکن اسٹبین کی صورت میں دھاتی چاندی کے ساتھ جو سلور نائٹریٹ پر ہائیڈروجن کے عمل سے پیدا ہوتی ہے، سلور انٹیمونائیڈ کا رسوب بنتا ہے۔ اس تشخیص سے آرسینک اور انٹیمنی میں تمیز کی جاتی ہے اور یہ ایک دوسرے سے جدا بھی کیے جاتے ہیں۔

ظاہر ہے کہ دونوں صورتوں میں طریق عمل کا فرق آرسین کی زیادہ تکسید پذیری پر منحصر ہے، جس کی وجہ سے وہ آرسینیئس ترشے کے محلول میں تبدیل ہو جاتی ہے۔ اس لحاظ سے آرسینک کا ہائیڈرائیڈ فاسفورس کے ہائیڈرائیڈ کے قریب پہنچتا ہے جو طاقتور محول ہے۔ یہ امر کہ خود آرسینک بھی انٹیمنی کے مقابلے میں زیادہ آسانی سے تکسید ہوسکتا ہے، اس سے ظاہر ہے کہ مارش کی تشخیص میں آرسینک کا جو مطروحہ حاصل ہوتا ہے، وہ ہائپوکلورائیٹ کے محلول میں بہ آسانی حل ہوجاتا ہے اور انٹیمنی کا مطروحہ اس طور پر حل نہیں ہوتا۔

SbH_3 کے علاوہ انٹیمنی کا کوئی اور ہائیڈرائیڈ موجود نہیں۔ لیکن آرسینک مرکب As_2H_2 پیدا کرتا ہے جو ریشم نما ٹھوس شے ہے اور سوڈیم آرسینائیڈ $AsNa_3$ پر پانی کے عمل سے حاصل ہوتی ہے۔ فاسفورس کی صورت میں اس کا مثیل P_2H_2 نامعلوم ہے، اور N_2H_2 کا وجود مشتبہ ہے۔

ہائیڈریزین N_2H_4 اور مائع ہائیڈروجن فاسفائیڈ P_2H_4 کی صنف کا نمائندہ آرسینک کی صورت میں کیکوڈل $As_2(CH_3)_4$ ہے۔

As، Sb اور Bi کے آکسیجنی مرکبات

اصناف X_2O_3 اور X_2O_5 کے آکسائیڈز مرکبات کی اُن دو بڑی جماعتوں کے نمائندے ہیں جو یہ عناصر پیدا کرتے ہیں۔ تاہم بعض ادنیٰ تر اور درمیانی

آکسائیڈز بھی وجود پذیر ہیں۔

آرسینک کا سب آکسائیڈ As_2O غالباً وجود پذیر ہے۔ اور کہا جاتا ہے کہ جب آرسینک کھلی نلی میں صعود کرتا ہے تو اس عنصر کی مختلف بہروپی شکلوں کے ساتھ یہ آکسائیڈ بھی پیدا ہوتا ہے۔

آیوڈائیڈ AsI_2 نامعلوم آکسائیڈ AsO کا متناظر ہے۔ سربمہر نلی کے اندر کاربن ڈائی سلفائیڈ کی موجودگی میں AsI_3 کو آرسینک کے (۲۴۷)
ساتھ گرم کرنے پر پیدا ہوتا ہے۔ یہ مرکب فاسفورس کے آیوڈائیڈ P_2I_4 کے مماثل ہے۔

انٹیمنی کے سب آکسائیڈ کا وجود بہت مشتبہ ہے۔

بسمتھ بھی ایک سب آکسائیڈ BiO یا Bi_2O_2 پیدا کرتا ہے، جو بسمتھ کے نمک کو اسٹینس مرکب کے قلوی محلول سے تحویل کرنے پر سیاہ رسوب کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ اساسی بسمتھ آکسیلیٹ کو ہوا کی غیر موجودگی میں بھوننے سے بھی یہی مرکب بنتا ہے:-

$$(BiO)_2C_2O_4 = 2BiO + 2CO_2.$$

بسمتھ کے ڈائی ہیلائیڈز BiX_2 بھی وجود پذیر ہیں۔

آرسینک کی صورت میں R_2O_2 صنف کے مماثل ایک ڈائی سلفائیڈ بھی وجود پذیر ہے۔ یہ As_2S_2 ہے جس کی قدرتی شکل رہج الغار (realgar) ہے۔ انٹیمنی اور بسمتھ دونوں آکسائیڈز X_2O_4 پیدا کرتے ہیں۔

صنف X_2O_3 کے آکسائیڈز اور اُن کے مشتقات

آرسینئس آکسائیڈ As_4O_6 اپنی سالمی ساخت اور ترشئی نابید ہونے کی وجہ سے فاسفورس آکسائیڈ کے مماثل ہے۔ ایک سے زیادہ شکلوں میں وجود پذیر ہونے کے لحاظ سے بھی یہ فاسفورس آکسائیڈ کے

مشابہ ہے۔ زُجاجی شکل جو شفاف ہوتی ہے، معمولی سنکھیا کو اُس کی تپشِ تصعید تک گرم کرنے پر بنتی ہے۔ معمولی تپش پر رکھنے سے یہ ہشت پہلو شکل میں تبدیل ہو جاتی ہے۔ پانی میں قلمی شکل سے زیادہ حل پذیر ہے، لیکن سیر شدہ محلول میں بتدریج ہشت پہلو قلمیں تہ نشین ہوتی ہیں۔ آرسینیئس آکسائیڈ یک میلی قلموں کی شکل میں بھی جو قلوی محلول سے جُدا ہوتی ہیں پایا جاتا ہے۔ یہ قلمیں انٹیمونیئس آکسائیڈ کی ایک قدرتی قسم کی ہمشکل ہیں۔

فاسفورس آکسائیڈ اور آرسینیئس آکسائیڈ میں محض خفیف مشابہت ہے، کیونکہ فاسفورس آکسائیڈ حرارت کے مقابلے میں ناقیام پذیر ہے، مگر آرسینیئس آکسائیڈ کافی قیام پذیر ہے اور بلا تغیر صعود کرتا ہے۔ علاوہ ازیں فاسفورس آکسائیڈ پانی میں بہ آسانی حل پذیر ہے اور آرسینیئس آکسائیڈ بہت خفیف ساحل ہوتا ہے۔ آرسینیئس آکسائیڈ میں پانی کے ساتھ امتزاج کی قابلیت اس قدر خفیف ہے کہ اس کا ترشہ کبھی حاصل نہیں ہوتا۔ محلول کی تبخیر سے آکسائیڈ جُدا ہو جاتا ہے۔

سوڈیم ہائیڈر اکسائیڈ یا سوڈیم کاربونیٹ کے محلول میں آرسینیئس آکسائیڈ حل ہو جاتا ہے جس سے آرسینائٹس بن جاتے ہیں۔ مگر گرم مرتکز محلول کو سرد کرنے پر آکسائیڈ کا کچھ حصہ پھر علیحدہ ہو جاتا ہے۔ ہائیڈروکلورک ترشے میں بھی یہ آرسینیئس کلورائیڈ بن کر حل ہو جاتا ہے، گو مرتکز محلول سے آرسینیئس آکسائیڈ رفتہ رفتہ اچھی خاصی قلموں کی شکل میں علیحدہ ہوتا ہے۔ (۲۴۸)
اس محلول میں طیران پذیر آرسینیئس کلورائیڈ کی موجودگی کا ثبوت یہ ہے کہ اس کی کشید سے جو مائع حاصل ہوتا ہے، اُس میں آرسینیئس کلورائیڈ پایا جاتا ہے۔

آرسینیئس ترشہ ــــ آرسینیئس آکسائیڈ پانی میں خفیف سا حل پذیر ہے اور محلول کمزور ترشگانہ تعامل کرتا ہے۔ اس محلول میں آرتھو یا میٹا آرسینیئس ترشہ موجود ہوتا ہے۔ نامعلوم آرتھو، پائیرو اور

میٹا آرسینیئس ترشوں کے تناظر نمک دریافت ہو چکے ہیں - ان ترشوں کے لیے حسب ذیل ضابطے تجویز کیے جا سکتے ہیں :-

$H_3AsO_3 = As(OH)_3$ آرتھو آرسینیئس ترشہ

$H_4As_2O_5 = As_2O(OH)_4$ پائیرو آرسینیئس ترشہ

$HAsO_2 = AsOOH$ میٹا آرسینیئس ترشہ

پائیرو میٹا اور آرتھو آرسینیئس ترشوں کے نمک ترتیب سے یا محلول کو قلما کر تیار کیے جاتے ہیں - گرم کر کے تیار نہیں کیے جاتے - قلوی آرسینائیٹس جو پانی میں حل پذیر ہیں میٹا نمک یا ایسے نمک ہیں جن میں H_3AsO_3 یک اساسی ترشہ کا فعل انجام دیتا ہے - مثلاً NaH_2AsO_3 ہیں - اکثر پائیرو اور آرتھو آرسینائیٹس ناحل پذیر ہیں - چونکہ آرسینیئس ترشہ بہت کمزور ہے، اس لیے تمام آرسینائیٹس بہ آسانی تحلیل ہو جاتے ہیں - ان کی تحلیل کے لیے کاربانک ترشہ یا ہائیڈروجن سلفائیڈ بھی کافی ہے - حل پذیر آرسینائیٹس آب پاشیدگی کی وجہ سے قلویانہ تعامل کرتے ہیں - آرسینیئس مرکبات میں آرسینک کی گرفت کو تین کے سوا کچھ اور فرض کرنے کی ضرورت نہیں - چنانچہ اس بات میں آرسینک مماثل مرکبات میں فاسفورس سے مختلف ہے - NaH_2AsO_3

آرسینیئس ترشہ محول ہے - قلوی کیوپرک محلول سے کیوپرس آکسائیڈ کا رسوب پیدا کرتا ہے - تاہم محولانہ خواص میں یہ اتنا طاقتور نہیں جتنا فاسفورس ترشہ ہے - آیوڈین کے ساتھ اس کا جو تعامل ہوتا ہے وہ کافی مشہور ہے - محولوں کے عمل سے آرسینیئس مرکبات حالت محلولی کے علاوہ ٹھوس حالت میں بھی گرم کر کے عنصر آرسینک میں تحویل کیے جا سکتے ہیں - مثلاً اسٹینس کلورائیڈ کا محلول As اور AsH_3 پیدا کر دیتا ہے (بیٹنڈورف[1] کی تشخیص) -

(۲۴۹) **آرسینیئس کلورائیڈ** $AsCl_3$ آرسینیئس ترشے کا کلورائیڈ ہے

[1] Bettendorff

اور آرسینک پر کلورین یا آرسینیئس آکسائیڈ پر ہائیڈروکلورک ترشے کے عمل سے تیار کیا جا سکتا ہے۔ آخری قاعدے سے یہ مترشح ہوتا ہے کہ یہ مرکب نمک ہے، اور فی الحقیقت اس میں نمکوں کے بعض خواص پائے بھی جاتے ہیں۔ یہ بے رنگ مائع ہے، ۱۳۰° پر جوش کھاتا ہے اور دوسرے کلورائیڈز کے مانند نامیاتی محللوں میں حل پذیر ہے۔ پانی کے ساتھ مل کر فی الفور آرسینیئس آکسائیڈ میں تبدیل نہیں ہوتا بلکہ پہلے قلمی مرکب $AsCl(OH)_2$ پیدا کرتا ہے، جو اساسی نمک یا کلورو ترشہ تصور کیا جا سکتا ہے۔ لیکن آخرکار As_4O_6 ہی جدا ہوتا ہے۔ لہٰذا حسب ذیل متعاکس عمل ضبطِ تحریر میں لایا جا سکتا ہے:-

$$As_4O_6 + 12HCl \rightleftharpoons 4AsCl_3 + 6H_2O.$$

یہ تمام امور عنصر آرسینک کے اُن خواص کے مطابق ہیں، جن کی بنا پر یہ فاسفورس سے زیادہ اساس نما قرار پاتا اور ادھاتوں اور دھاتوں کے بین بین دھتونتوں کے زُمرے میں شامل کیا جاتا ہے۔

آرسینیئس آکسی کلورائیڈ، $AsOCl$ آرسینیئس آکسائیڈ اور کلورائیڈ کے امتزاج سے دُخان خیز مائع کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ پانی کے ساتھ مل کر $As(OH)_2Cl$ پیدا کرتا ہے۔

انٹیمونیئس آکسائیڈ Sb_4O_6، قلمی ٹھوس اور آرسینیئس آکسائیڈ کا ہمدوشکل ہے۔ پانی میں بہت خفیف حل ہوتا ہے۔ ہائیڈر اکسائیڈ $Sb(OH)_3$ اساسی اور ترشئی دونوں خواص کا اظہار کرتا ہے، کیونکہ اس کے نمکوں کے محلول میں قلوی ہائیڈر اکسائیڈ ملانے سے اس کا رسوب پیدا ہوتا اور افراط میں پھر حل ہو جاتا ہے۔ ہائیڈر اکسائیڈ آسانی سے پانی کو کھو کر قلمی آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس سلوک سے ہمیں آرسینیئس آکسائیڈ پھر یاد آتا ہے،

گو آرسینیئس ہائیڈر اکسائیڈ تیار نہیں کیا جا سکا۔ جس کی وجہ غالباً یہ ہے کہ وہ اتنا اساسی نہیں ہوتا کہ محلول میں قلی ملانے سے اُس کی ترسیب ہو سکے۔

آرتھو انٹیمونیئس ترشے $Sb(OH)_3$ کے علاوہ جو خالص تیار ہو چکا ہے، پائیرو ترشہ $Sb_2O(OH)_4$ بھی دریافت ہوا ہے، لیکن میٹا ترشہ $SbOOH$ آزاد حالت میں حاصل نہیں ہو سکا گو اس کے متناظر انٹیمونائیٹس وجود پذیر ہیں۔

(۲۵۰) یہ توقع ہو سکتی ہے کہ انٹیمونیئس آکسائیڈ آرسینیئس آکسائیڈ سے زیادہ اساسی ہوگا چنانچہ اس توقع کے مطابق یہ معلوم ہوا ہے کہ انٹیمونیئس کلورائیڈ $SbCl_3$ پست نقطۂ اماعت کی ٹھوس شے ہے اور ایسے محللوں میں جن میں ہائیڈر اکسل موجود نہ ہو حل پذیر ہے۔ مائع حالت میں ۲۲۳° پر جوش کھاتا ہے۔ پانی اس کو تحلیل کر کے ٹھوس آکسی کلورائیڈ $SbOCl$ پیدا کرتا ہے، جو انٹیمونل کلورائیڈ کہلاتا ہے۔ یہ افراط پانی ملا کر جوش دینے پر یہ آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ $SbCl_3$ قلوی کلورائیڈز کے ساتھ مل کر مختلف پیچیدہ نمک پیدا کرتا ہے۔

انٹیمونیئس برومائیڈ بے رنگ ہے، مگر آیوڈائیڈ اسٹینک آیوڈائیڈ کے مانند چمکدار سُرخ ہے اور قلوی آیوڈائیڈز کے ساتھ مل کر دوہیلے نمک بناتا ہے، جن کا رنگ اور بھی گہرا ہوتا ہے۔ اگر Sb_2O_3 سلفیورک ترشے میں حل کیا جائے تو اس محلول سے سلفیٹ کی سوزن نما قلمیں جُدا ہوتی ہیں۔ اس سے اساسی خواص میں انٹیمونیئس آکسائیڈ کی برتری ظاہر ہے۔ کسی قدر غیر معیّن ترکیب کا ایک نائیٹریٹ بھی دریافت کیا گیا ہے۔

بسمتھس آکسائیڈ Bi_2O_3 بالعموم ہلکے زرد سفوف کی شکل میں

پایا جاتا ہے لیکن اگر قلمی ہو تو سابقہ دو آکسائیڈز کا ہمد و شکل ہوتا ہے - یہ اینٹیمونیئس آکسائیڈ سے بہت زیادہ اساسی ہے، اور فی الحقیقت اس میں قابلِ احساس ترشئی خواص نہیں پائے جاتے - کیونکہ محلول میں پوٹاشس یا ایمونیا ملانے سے اس کے ہائیڈر اکسائیڈ کا جو رسوب بنتا ہے وہ قلی کی افراط میں حل نہیں ہوتا -

بسمتھس ہیلائیڈز کمزور نمک ہیں - مقابلۃً پست تپش پر پگلتے اور کشید کیے جا سکتے ہیں - ایسے محلّلوں کے اندر جن میں ہائیڈراکسل نہ ہو اُن کے حل پذیر ہونے اور پیچیدہ لونجنی ترشے اور قلوی نمک پیدا کرنے سے یہ معلوم ہوتا ہے کہ اُن میں ہیلنہائیڈرائیڈز کی خصوصیات موجود ہیں - مثلاً بسمتھس آیوڈائیڈ، ہائیڈریاڈک ترشے میں حل ہو کر ہائیڈریاڈو بسمتھس ترشہ پیدا کرتا ہے جس کی قلمیں $HBiI_4, 4H_2O$ پر مشتمل ہوتی ہیں - اس ترشے کے قلوی نمکوں کی مختلف اصناف دریافت ہو چکی ہیں -

نمکوں کی حیثیت سے بسمتھ کے ہیلائیڈز کی کمزوری اس سے بھی ظاہر ہے کہ وہ پانی کی افراط سے تحلیل ہو جاتے ہیں - مثلاً کلورائیڈ کا پانی کے ساتھ حسبِ ذیل مشہور تعامل ہوتا اور بسمتھل کلورائیڈ کا رسوب بنتا ہے :-

$$BiCl_3+H_2O \rightleftharpoons BiOCl+2HCl.$$

لیکن BiOCl پانی کی موجودگی میں قیام پذیر ہے، اور اس بات میں SbOCl سے مختلف ہے، جو مزید تعامل سے آبیدہ آکسائیڈ پیدا کرتا ہے - (۲۵۱)
اس لحاظ سے بھی بسمتھ کی دھاتی سیرت کی فوقیت ظاہر ہے -

بسمتھ کے آکسی نمکوں کی پیدائش سے بسمتھس آکسائیڈ کی اساسی نوعیت کی بہترین توضیح ہوتی ہے - قلمی نائیٹریٹ $Bi(NO_3)_3, 5H_2O$ کے علاوہ، جو پانی کے ساتھ مل کر اساسی نمک پیدا کرتا ہے، اساسی کاربونیٹ،

سلفیٹ اور فاسفیٹ بھی وجود پذیر ہے۔ سلفیٹ، پوٹاسیم سلفیٹ کے ساتھ مل کر خاصا مبین دو ئیلا نمک $KBi(SO_4)_2$ پیدا کرتا ہے۔

انٹیمنی اور بسمتھ کی ایک اور مشابہت پوٹاسیم ہائیڈروجن ٹارٹیریٹ کے محلول میں اُن کے آبیدہ آکسائیڈز کی حل پذیری سے بھی ظاہر ہوتی ہے۔ اس طرح ایمیٹکس (emetics) $[K(SbO)C_4H_4O_6]_2H_2O$ اور $[K(BiO)C_4H_4O_6]_2H_2O$ بن جاتے ہیں جو پانی میں حل پذیر ہیں اور اس وجہ سے اینٹیمونل اور بسمتھل ٹارٹیرک ترشوں کے پوٹاسیم نمک ہیں۔

صنف X_2S_3 کے سلفائیڈز

عناصر کے کسی قدرتی گروہ کے سلفائیڈز کا متناظر آکسائیڈز کے ساتھ مقابلہ کیمیائی مماثلت کے مطالعہ کا ایک اہم جزو ہے، کیونکہ آکسائیڈز میں ترشئی خواص کے اساسی خواص میں تدریجی تغیر کی مثال متناظر سلفائیڈز میں بھی پائی جاتی ہے اور اس امر کی زیر بحث تین عنصروں سے بہتر مثال اور کہیں بھی دستیاب نہیں ہوتی۔

نمکوں کے خفیف ترشئی محلولوں میں سے ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارنے پر آرسینیئس، انٹیمونیئس اور بسمتھس سلفائیڈز کی ترسیب ہوتی ہے۔ لیکن لعل الذکر دو سلفائیڈز تو قلوی ہائیڈر آکسائیڈ اور سلفائیڈ کے محلولوں میں حل پذیر ہیں، مگر بسمتھ سلفائیڈ ان متعاملوں میں حل نہیں ہوتا، اور یہ ایسا ہی ہے جیسے بسمتھ آکسائیڈ قلی میں ناحل پذیر ہے۔ لہٰذا جس امر پر کیمیائی تشریح میں ان عناصر کی علیحدگی منحصر ہے، اُس کی توجیہ کُلیۂ ادوارِ عناصر کے منشا کے عین مطابق ہے۔

تاہم بسمتھس سلفائیڈ سوڈیم سلفائیڈ کے مرتکز محلول میں کسی قدر حل پذیر ہے، لیکن ہلکاؤ پر اس کی پھر ترسیب ہوتی ہے۔ عمل گداخت سے بھی بسمتھ سلفائیڈ اور قلیوں کے ناقیام پذیر مرکبات تیار کیے جا سکتے ہیں۔

مندرجۂ بالا دو سلفائیڈز کے محلولوں میں جو تعاملات واقع ہوتے ہیں (۳۵۲)

وہ یوں تعبیر کیے جا سکتے ہیں :-

$$2X_2S_3 + 4KOH = 3KXS_2 + KXO_2 + 2H_2O,$$

یا

$$X_2S_3 + 2KSH = 2KXS_2 + H_2S.$$

اس طرح آکسائیڈز اور سلفائیڈز کی مماثلت فی الفور نظر آسکتی ہے۔ سلفائیڈ کو حل کرنے کے لیے جب قلوی ہائیڈرآکسائیڈ استعمال کیا جاتا ہے تو تھایو نمک کا اور آکسی نمک کا آمیزہ بن جاتا ہے۔ جب قلوی ہائیڈروسلفائیڈ استعمال کیا جاتا ہے تو صرف تھایو نمک بنتا ہے۔ لہٰذا یہ سلفائیڈز تھایو اینہائیڈرائیڈز ہیں جو اساسی سلفائیڈز کے ساتھ میٹا تھایو نمک پیدا کرتے ہیں۔

متذکرۂ بالا مرکبات پیدا نہ کرنے کی وجہ سے بسمتھ کا آرسینک اور انٹیمنی سے امتیاز کیا جا سکتا ہے اور حسب ذیل امور سے آرسینک اور انٹیمنی میں تمیز کی جاتی ہے جس سے آخر الذکر عنصر کی زیادہ دھاتی سیرت ظاہر ہوتی ہے :- گو آرسینک اور انٹیمنی کے سلفائیڈز میں سے دونوں پوٹاسیم ہائیڈرآکسائیڈ کے محلول میں بآسانی حل پذیر ہیں، تاہم کمزور تر اساس امونیا میں انٹیمونیئس سلفائیڈ آرسینیئس سلفائیڈ سے کم حل پذیر ہے۔ اور اس سے بھی کمزور قلی یعنی امونیم کاربونیٹ استعمال کرکے یہ دو عنصر ایک دوسرے سے جدا کیے جا سکتے ہیں، کیونکہ آرسینیئس سلفائیڈ تو اس متعامل میں حل ہو جاتا ہے اور انٹیمونیئس سلفائیڈ حل نہیں ہوتا۔ آرسینک کو انٹیمنی سے جدا کرنے کا وہ طریقہ بھی جو مرتکز ہائیڈروکلورک ترشے میں آرسینیئس سلفائیڈ کی ناحل پذیری پر مبنی ہے، اس لحاظ سے معنی خیز ہے، کیونکہ اس امر سے انٹیمنی کے مقابلے میں آرسینک کے اساسی خواص اختیار کرنے کے اشکال کی توضیح ہوتی ہے۔

صنف X_2O_4 کے آکسائیڈز

تمھیں یہ یاد ہوگا کہ N_2O_4 ایک مخلوط نابید ہے جو پانی کے ساتھ

مل کر نائیٹرس اور نائیٹرک ترشہ پیدا کرتا ہے اور P_2O_4 اسی طرح سے فاسفورس اور فاسفارک ترشہ پیدا کرتا ہے۔ دھاتوں میں اس قسم کے درمیانی آکسائیڈز جو اس صنف سے کسی قدر مماثلت کا اظہار کرتے ہیں Fe_3O_4 ، Pb_3O_4 ، Mn_3O_4 وغیرہ ہیں اور یہ آکسائیڈ نمک ہیں۔ ان امور کو (۲۵۳) پیش نظر رکھ کر ٹٹرا کسائیڈز X_2O_4 کے خواص بیان کیے جا سکتے ہیں۔

آرسینک ٹٹرا کسائیڈ یا ڈائی آکسائیڈ As_2O_4 یا AsO_2 کے متعلق کہا جاتا ہے کہ ٹرائی آکسائیڈ اور پنٹاکسائیڈ کو مساوی سالمی تناسب میں باہم ملاکر گرم کرنے سے شیشے کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔

انٹیمنی ٹٹرا کسائیڈ Sb_2O_4 ۔ یہ آکسائیڈ Mn_3O_4 کی طرح انٹیمنی کے دوسرے آکسائیڈز میں سے کسی کو ہوا میں خوب گرم کرنے سے بن جاتا ہے۔ بعض اوقات یہ انٹیمونئیس آرتھو انٹیمونیٹ $Sb.SbO_4$ تصور کیا جاتا ہے۔ لیکن یہ پوٹاشش کے ساتھ گداخت کرنے پر نمک $K_2Sb_2O_5$ پیدا کرتا ہے۔ لہذا اس کو ہائیپو انٹیمونک اینہائیڈرائیڈ قرار دینا زیادہ قرین قیاس ہے۔

صنف M_2SbCl_6 کے پیچیدہ نمک Sb_2O_4 کے متناظر ہیں۔ یہ نامعلوم $SbCl_4$ سے مشتق ہیں۔

بسمتھ ٹٹرا کسائیڈ Bi_2O_4 پوٹاشش کے جوش کھاتے ہوئے محلول میں سے جس میں Bi_2O_3 معلق ہو کلورین گزارنے پر حاصل ہوتا ہے۔ اگر پوٹاشش بہت زیادہ افراط سے ہو تو پوٹاسیم بسمتھیٹ بن جاتا ہے۔ مرکب Bi_2O_4 غالباً بسمتھل بسمتھیٹ $(BiO)\ BiO_3$ ہے۔

صنف X_2O_5 کے آکسائیڈز

As_2O_5 ، Sb_2O_5 اور Bi_2O_5 آکسائیڈز میں ترشئی نابیدوں کے خواص پائے جاتے ہیں۔ Bi_2O_5 ، PbO_2 کی طرح اساسی پر آکسائیڈز کا سا طرزِ عمل بھی اختیار کرتا ہے۔

آرسینک پنٹاکسائیڈ As_2O_5 ، فاسفارک آکسائیڈ کے

مانند پانی میں حل ہو کر طاقتور ترشئی محلول پیدا کرتا ہے، جس میں آرسینک ترشہ موجود ہوتا ہے۔ اس ترشے کو بہ احتیاط بھوننے سے یہ آکسائیڈ شیشہ نما مادہ کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ زیادہ گرم کرنے پر یہ فاسفورس پنٹاکسائیڈ کے برخلاف آکسیجن اور ٹرائی آکسائیڈ میں تحلیل ہو جاتا ہے اور اس وجہ سے اس کی بخاری کثافت دریافت نہیں کی جا سکتی۔ فاسفورس کو براہِ راست جلانے سے پنٹاکسائیڈ بنتا ہے، مگر آرسینک کو جلانے سے ٹرائی آکسائیڈ ہی پیدا ہوتا ہے۔ نائٹروجن پنٹاکسائیڈ جو نائیٹرک ترشے کی نابیدگی سے حاصل ہوتا ہے حرارت سے بہ آسانی تحلیل ہوتا ہے۔ اس سے معلوم ہوتا ہے کہ مکمل طور پر تکسید ہونے کا رجحان جس میں فاسفورس نائیٹروجن سے بڑھی ہوئی ہے اور جو فاسفورس کا مابہ الامتیاز ہے، آرسینک میں آکر پھر کم ہو جاتا ہے۔ ورنہ As_2O_5 اور P_2O_5 کے مشتقات میں قریبی مشابہت پائی جاتی ہے۔ چنانچہ ذیل میں وہ آرسینیٹس (۲۵۴)
اور فاسفیٹس درج کیے جاتے ہیں جو تیاری کے قاعدوں اور خواص میں ایک دوسرے کے مشابہ ہیں۔ قلمی مرکبات کی صورت میں یہ مشابہت ہمشکلی کی حد تک پہنچتی ہے۔

As_2O_5	P_2O_5
NaH_2AsO_4 , H_2O	NaH_2PO_4 , H_2O
$Na_2HAsO_4 , 12H_2O$	$Na_2HPO_4 , 12H_2O$

$Na_3PO_4 , 12H_2O$	$Na_3AsO_4 , 12H_2O$
$MgNH_4PO_4 , 6H_2O$	$MgNH_4AsO_4 , 6H_2O$
Ag_3PO_4	Ag_3AsO_4
$Na_4P_2O_7$	$Na_4As_2O_7$
$Mg_2P_2O_7$	$Mg_2As_2O_7$
$NaPO_3$	$NaAsO_3$

لیکن میٹا اور پائیرو آرسینیٹس[1] متناظر فاسفیٹس کے برخلاف محلول میں وجود پذیر نہیں ہوتے۔ پانی میں حل ہو کر وہ فی الفور آرتھو نمکوں میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔

علاوہ ازیں آرسینک ترشے یا آرسینک آکسائیڈ کی آبیدہ شکلیں، فاسفارک ترشوں کے ساتھ قریبی مشابہت نہیں رکھتیں۔ بظاہر ٹھوس آرسینک ترشے کی دو ہی شکلیں وجود پذیر ہیں[1] ان میں سے ایک $As_2O_5 , 4H_2O$ یا $2H_3AsO_4 , H_2O$ ہے۔ یہ قلمی ٹھوس ہے جو ۳۶° پر پگھلتا اور As_2O_5 کے آبی محلول کی تبخیر سے حتیٰ کہ یہ ۱۵۰° پر جوش کھانے لگے حاصل ہوتا ہے۔ دوسری شکل $3As_2O_5 , 5H_2O$ یا $H_5As_3O_{10}$ یا شاید $3HAsO_3 \cdot H_2O$ ہے۔ یہ پہلی شکل کی گداخت اور پانی کے مزید نقصان سے تیار کی جاتی ہے پس H_3AsO_4 ، $H_4As_2O_7$ اور $HAsO_3$ میں سے کوئی بھی ٹھوس حالت میں وجود پذیر نہیں۔

امونیم فاسفو مالبڈیٹ، امونیم آرسینی مالبڈیٹ کے مماثل ہے۔ گو آخر الذکر، اول الذکر سے بلند تر تپش پر زیادہ مشکل سے بنتا ہے۔

انٹیمنی پنٹاکسائیڈ Sb_2O_5 انٹیمنی دھات پر نائیٹرک ترشے کے عمل سے جو شے بنتی ہے اس کو دھیمی آنچ پر بھوننے سے حاصل ہوتا ہے۔

[1] Auger, Compt. rend. (1908), 146, 585;
Balareff Zeitsch. anorg. Chem.(1911), 71, 73;
Menzies and Potter, J. Amer Chem. Soc. (1912), 34, 1452.

ہلکے زرد رنگ کا سفوف ہے۔ پانی میں عملاً حل نہیں ہوتا۔ گولیمس کے ساتھ ترشگانہ تعامل کا اظہار کرتا ہے۔ یہ آکسائیڈ خاصا قیام پذیر ہے۔ بلند تپش پر ٹٹرا آکسائیڈ اور آکسیجن میں تحلیل ہوتا ہے۔

آرتھو، پائیرو اور میٹا انٹیمونک ترشوں کا وجود تسلیم کیا گیا ہے۔
(۲۵۵) آرتھو ترشہ H_3SbO_4 تیار کرنے کے لیے پوٹاسیم انٹیمونیٹ میں ہلکا یا نائٹرک ترشہ ملا کر رسوب بنایا جاتا اور حاصل شدہ مرکب سلفیورک ترشے پر خشک کر لیا جاتا ہے۔ پائیرو ترشہ $H_4Sb_2O_7$ تیار کرنے کے لیے $SbCl_5$ کو گرم پانی سے تحلیل کر کے حاصل شدہ رسوب ۱۰۰° پر خشک کر لیتے ہیں۔ اور میٹا ترشے $HSbO_3$ کے متعلق کہا جاتا ہے کہ یہ پائیرو ترشے کو مزید گرم کرنے سے حاصل ہوتا ہے۔ پوٹاسیم میٹا انٹیمونیٹ قلمی شکل میں وجود پذیر ہے۔ اس کا آبی محلول سوڈیم کے نمک کے محلول سے $NaSbO_3$ کی ترسیب کرتا ہے، جو بہت جلد قلمی پائیرو انٹیمونیٹ $Na_2H_2Sb_2O_7 6H_2O$ میں تبدیل ہو جاتا ہے" اور سوڈیم کے نمکوں میں سے یہ سب سے کم حل پذیر ہے۔

بسمتھ پنٹا آکسائیڈ Bi_2O_5 بھورے رنگ کا ناقیام پذیر سفوف ہے جو بسمتھک ترشے $HBiO_3$ کو دھیمی آنچ پر بھوننے سے حاصل ہوتا ہے۔ آخرالذکر ترشے کا رسوب کاوی پوٹاش کے جوش کھاتے ہوئے محلول میں سے جس میں بسمتھس آکسائیڈ معلق رکھا گیا ہو، کلورین گزارنے پر سرخ سفوف کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ جیسا کہ تیاری کے قاعدے سے ظاہر ہے اس آکسائیڈ میں بہت کمزور ترشئی خواص پائے جاتے ہیں۔ قلیوں کے ساتھ مل کر یہ ناقیام پذیر نمک پیدا کرتا ہے، جنھیں پانی تحلیل کر دیتا ہے۔ ہائیڈروکلورک ترشے یا آکسی ترشوں کے ساتھ مل کر یہ بسمتھس نمک اور کلورین یا آکسیجن پیدا کرتا ہے۔ غرض کہ یہ بسمتھک مرکبات کی ناقیام پذیری کی وجہ سے اساسی پر آکسائیڈز کے مانند سلوک کرتا ہے۔ اس سے مینگنیز کے مرکبات کے ترشئی محلول کو پر مینگینک ترشے میں تکسید کرنے کا کام لیا جاتا ہے۔

آرسینک اور انٹیمنی کے پنٹا ہیلائیڈز

آرسینک اور انٹیمنی کے پنٹا فلورائیڈز

آرسینک اور انٹیمنی کے پنٹا فلورائیڈز —— یہ امر قابل غور ہے کہ پالی فلورائیڈز دوسرے متناظر پالی ہیلائیڈز سے بہت زیادہ قیام پذیر ہوتے ہیں اور وہ بلا افتراق تبخیر کیے جاسکتے ہیں۔ مثلاً SF_6 اور OsF_8 ایسے پالی فلورائیڈز ہیں جن کے متناظر دوسرے ہیلائیڈز وجود پذیر نہیں۔ لہذا آرسینک اور انٹیمنی کے پنٹا فلورائیڈز کا ذکر دلچسپی سے خالی نہ ہوگا۔

آرسینک پنٹا فلورائیڈ AsF_5، فلورین کے ساتھ ٹرائی فلورائیڈ کے امتزاج سے، یا ٹرائی فلورائیڈ، انٹیمنی پنٹا فلورائیڈ اور برومین کے باہمی تعامل سے یوں تیار کیا جاتا ہے:[1]

$$AsF_3+2SbF_5+Br_2=AsF_5+2SbBrF_4.$$

یہ ایک بے رنگ گیس ہے۔ نمک K_2AsF_7 , H_2O اس کا متناظر ہے۔

انٹیمنی پنٹا فلورائیڈ SbF_5 بے رنگ مائع ہے۔ پنٹا کلورائیڈ اور نابیدہ ہائیڈروجن فلورائیڈ کو باہم ملا کر جوش دینے سے آہستہ آہستہ پیدا ہوتا ہے۔ بسمتھ کا پنٹا فلورائیڈ اس قدر نا قیام پذیر ہے کہ جدا نہیں کیا جا سکتا۔

آرسینک اور انٹیمنی کے پنٹا کلورائیڈز —— فاسفورس کے ذکر میں یہ بتایا گیا ہے کہ فاسفورس پنٹا کلورائیڈ، پنٹا کسائیڈ سے کم قیام پذیر ہے کیونکہ پنٹا کلورائیڈ حرارت سے مفترق ہوتا ہے۔ اب چونکہ خود

---

[1] Ruff and Graf, Ber. (1906), 39, 67.

آرسینک پنٹا کسائیڈ ہی حرارت سے مفترق ہو جاتا ہے، لہذا اس بات کی توقع ہو سکتی ہے کہ اس عنصر کا پنٹا کلورائیڈ بہت ناقیام پذیر ہو گا۔ اور حقیقت بھی یہی ہے، کیونکہ گو یہ کہا جاتا ہے کہ $AsCl_5$ - ۸۰° پر $AsCl_3$ اور Cl_2 کے اتحاد سے بنتا ہے، تاہم یہ بھی ممکن ہے کہ یہ شے ٹرائی کلورائیڈ میں کلورین کا فقط محلول ہی ہو۔

اس کے برعکس انٹیمنی پنٹا کسائیڈ آرسینک پنٹا کسائیڈ سے زیادہ قیام پذیر ہے۔ اور انٹیمنی پنٹا کلورائیڈ ایک زرد دُخان خیز مائع ہے جو ٹرائی کلورائیڈ اور کلورین سے تیار کیا جاتا ہے، اور اتنا قیام پذیر ضرور ہوتا ہے کہ اگر طبعی دباؤ کے تحت نہ سہی تو پست دباؤ کے تحت کشید کیا جا سکتا ہے۔ اس کی کیمیائی نوعیت کے متعلق رائے قائم کرنے کے لیے اس امر کو پیش نظر رکھنا چاہیے کہ یہ برف کے پانی کے ساتھ قلما بیدا پیدا کرتا ہے، لیکن گرم پانی اس کو انٹیمونک اور ہائیڈرو کلورک ترشوں میں تحلیل کر دیتا ہے۔ لہذا جس طرح انٹیمنی دھاتی خواص میں قلعی کے مماثل ہے اُسی طرح انٹیمنی پنٹا کلورائیڈ کا سلوک اسٹینک کلورائیڈ کے مماثل ہے۔

بسمتھ پنٹا کلورائیڈ وجود پذیر نہیں، اور پنٹا کسائیڈ کی ناقیام پذیری کا لحاظ کرتے ہوئے اس کے وجود کی توقع بھی نہیں کی جا سکتی۔

پنٹا سلفائیڈز

آرسینک کا پنٹا سلفائیڈ وجود پذیر ہے۔ انٹیمنی پنٹا سلفائیڈ کے وجود سے انکار کیا جاتا ہے اور بسمتھ پنٹا سلفائیڈ بھی دریافت نہیں ہوا۔

آرسینک پنٹا سلفائیڈ As_2S_5 آرسینیٹ کے سرد محلول میں ہائیڈرو کلورک ترشہ ملا کر ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارنے سے زرد رسوب کے طور پر حاصل ہوتا ہے۔ اگر محلول میں HCl کا تناسب ۹ : ۷ اور

۳۳ اور ۳۴ فی صد کے مابین ہو تو رسوب صرف As_2S_5 پر مشتمل ہوتا ہے۔ لیکن اگر ترشے کا تناسب بڑھایا جائے تو رسوب میں As_2S_3 اور گندک بھی شامل ہونے لگتی ہے۔ حتیٰ کہ جب ترشے کا ارتکاز ۳۲ فی صد تک پہنچتا ہے تو رسوب صرف As_2S_3 اور گندک پر مشتمل ہوتا ہے۔ ہائیڈروکلورک ترشہ بظاہر آرسینک ترشے سے ہائیڈروجن سلفائیڈ کی تکسید کا مزاحم ہوتا ہے۔ لیکن جب وہ مرتکز ہو جاتا ہے تو وہ خود یوں تکسید ہوتا ہے :-

$$As_2O_5 + 10HCl = 2AsCl_3 + 2Cl_2 + 5H_2O.$$

اس لیے As_2S_3 کا رسوب گندک کے ساتھ بنتا ہے۔ گندک ہائیڈروجن سلفائیڈ پر کلورین کے عمل سے پیدا ہوتی ہے[1]۔ پہلی صورت میں As_2S_5 کی ترسیب سے پہلے غالباً تھایو آرسینک ترشے $H_3AsS_nO_{4-n}$ بنتے ہیں۔ اور ترشہ H_3AsS_4 جو آخرکار بنتا ہے پھر As_2S_5 اور H_2S میں تحلیل ہوتا ہے۔ As_2S_5 خشک قاعدے سے بھی بنایا اور تصعید کیا جاسکتا ہے۔ یہ تھایو اینہائیڈرائیڈ ہے جو تعامل ذیل کے مطابق قلیوں میں حل ہوتا ہے :-

$$As_2S_5 + 6MOH = M_3AsS_4 + M_3AsSO_3 + 3H_2O$$

مانو تھایو آرسینیٹ M_3AsSO_3 کے علاوہ کچھ ڈائی تھایو آرسینیٹ $M_3AsS_2O_2$ بھی پیدا ہوتا ہے[2] لیکن اگر قلوی سلفائیڈ استعمال کیا جائے تو صرف تھایو آرسینیٹ ہی بنتا ہے۔ تھایو آرسینیٹ کے محلول کو ترشانے سے ترشہ آزاد ہوتا ہے، مگر بہت جلد تحلیل ہو کر پنٹا سلفائیڈ کا رسوب پیدا کر دیتا ہے۔

ل Usher and Travers Chem. Soc. Trans (1905), 87, 1370.

ل M'Cay, Zeitsch. anorg. Chem. (1900), 25,459.

میٹا، پائیرو اور آرتھو تھایو آرسینک ترشے کے نمک دریافت ہو چکے ہیں۔

انٹیمنی پنٹا سلفائیڈ ۔۔۔ اگر کسی انٹیمونیٹ کے ترشائے ہوئے محلول میں سے ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارا جائے تو نارنجی سُرخ رسوب حاصل ہوتا ہے۔ اس کے متعلق یہ خیال ہے کہ یہ زیادہ تر Sb_2S_5 پر مشتمل ہوتا ہے۔ اور اگر Sb_2S_3 کو کاوی سوڈے اور گندک کے ساتھ جوشش دیں تو تقطیر کرنے پر محلول سے سوڈیم تھایو انٹیمونیٹ $Na_3SbS_4, 9H_2O$ کی قلمیں تہ نشین ہوتی ہیں۔ یہ شئے شلپے[1] کا نمک کہلاتی ہے۔ اس نمک کے محلول میں ترشہ ملانے سے متذکرہ بالا شئے کے مانند رسوب جدا ہوتا ہے۔ سلفریٹ آف انٹیمنی (Sulphuret of antimony) کے متعلق بھی جو اسی طرح سے تیار کیا جاتا ہے یہ خیال ہے اس میں پنٹا سلفائیڈ ٹرائی سلفائیڈ اور گندک کے ساتھ ملا ہوا ہوتا ہے۔ مگر کرشوف[2] کا یہ قول ہے کہ Sb_2S_5 وجود پذیر نہیں، اور رسوب میں ہمیشہ انٹیمنی ٹٹرا سلفائیڈ Sb_2S_4، گندک اور Sb_2S_3 کے ساتھ ملا ہوتا ہے۔

ذیلی گروہ پنجم ا کے عناصر

وینیڈیم، کولمبیم اور ٹینٹیلم

اس ذیلی گروہ کے عناصر میں سے وینیڈیم، مرکبات کے اصناف کی اس تعداد کے لحاظ سے جو یہ پیدا کرتی ہے، باعث دلچسپی ہے۔ اس میں یہ نائیٹروجن اور بالخصوص فاسفورس کے ساتھ مماثلت کا اظہار کرتی ہے، گو اپنے صریحی طور پر دھاتی خواص کی وجہ سے یہ ان

---

[1] Schlippe

[2] Kirchhof

عناصر سے مختلف ہے۔ کولمبیم اور ٹینٹیلم نادر عناصر ہیں۔ اور ان کی زیادہ اہمیت نہیں ہے۔

وینیڈیم

یہ عنصر جو مختلف نادر معدنیات میں زیادہ تر سیسے کے وینیڈیٹ کی شکل میں پایا جاتا ہے راسکو نے ڈائی کلورائیڈ کو خالص ہائیڈروجن کی فضا میں گرم کر کے حاصل کیا تھا۔ یہ سفیدی مائل خاکستری رنگ کا قلمی سفوف ہوتا ہے جو ہائیڈروجن میں سُرخی کی حد تک گرم کرنے پر بھی نہ تو پگلتا ہے اور نہ ہی بخارات میں تبدیل ہوتا ہے۔ لہذا یہ دھات آرسینک سے جو ذیلی گروہ ب میں اس کا مثیل ہے نمایاں اختلاف رکھتی ہے۔ یہ ہائیڈرو فلورک ترشے کے سوا کسی اور ہلکائے ترشے یا پانی سے ہائیڈروجن کو نہیں ہٹا سکتی جس سے اس کے کمزور دھاتی خواص کا ثبوت ملتا ہے۔ آکسیجن یا نائیٹروجن میں گرم کرنے پر وینیڈیم ان گیسوں کو بہ آسانی جذب کرتی اور اُن کے ساتھ مل جاتی ہے۔ اس کی قلیل مقدار سے فولاد میں لوچ اور لچک پیدا ہو جاتی ہے۔

وینیڈیم حسبِ ذیل آکسائیڈز کا مکمل سلسلہ پیدا کرنے میں نائیٹروجن کے ساتھ مشابہت رکھتی ہے:۔

$$V_2O_5 \text{ ، } (VO_2)V_2O_4 \text{ ، } V_2O_3 \text{ ، } (VO)V_2O_2 \text{ ، } V_2O$$

وینیڈیم مانا کسائیڈ V_2O مالبڈینم اور ٹنگسٹن کے ادنیٰ تر آکسائیڈز کی طرح جو ترشوں میں ناحل پذیر ہونے کی وجہ سے اپنے متوقع اساسی خواص کا اظہار نہیں کرتے ایک تعدیلی آکسائیڈ ہے۔

ہائپو وینیڈس آکسائیڈ V_2O_2 یا VO کو برزیلیئس نے

۱؎ Roscoe

غلطی سے وینیڈیم دھات سمجھ لیا تھا۔ اس کا متناظر کلورائیڈ اور سلفیٹ معلوم ہو چکا ہے۔ آخرالذکر پوٹاسیم سلفیٹ کے ساتھ مل کر دوئیلا نمک $VSO_4,K_2SO_4,6H_2O$ پیدا کرتا ہے۔

وینیڈس آکسائیڈ V_2O_3 ترشوں میں ناحل پذیر ہے۔ مگر اس کا کلورائیڈ اور سلفیٹ اچھی طرح سے معلوم ہیں۔ آخرالذکر قلوی سلفیٹس کے ساتھ مل حقیقی پھٹکریاں پیدا کرتا ہے۔ وینیڈل مانو کلورائیڈ VOCl اساسی نمک ہے

ہائپووینیڈک آکسائیڈ V_2O_4 یا VO_2 ، ہائپو وینیڈیٹس مثلاً $Ag_2V_2O_5$ اور $K_2V_4O_9$, $7H_2O$ پیدا کرتا ہے۔ اس کا ٹٹرا کلورائیڈ اور حسب ذیل اساسی نمک دریافت ہو چکے ہیں :-

$$VO(SO_4)\ ,\ 2H_2O\ ،\ V_2O_3Cl_2\ ،\ VOCl_2.$$

اس آکسائیڈ میں اساسی اور ترشئی خواص تقریباً مساوی ہیں۔

وینیڈک آکسائیڈ V_2O_5 میں ترشئی خواص خوب واضح اور اساسی خواص کمزور ہیں۔ تاہم یہ ایک کمزور نابیدہ ہے جو نمک کے محلول میں ترشہ ملانے سے سُرخ سفوف کی شکل میں جُدا ہوتا ہے۔ یہ آکسائیڈ آکسیجن کے نقصان کے بغیر پگلتا ہے۔ تکسید میں سرعت پیدا کرنے کے لیے یہ بطور حامل استعمال کیا جاتا ہے۔ میٹا اور پائیرو وینیڈک ترشے اور نہ صرف میٹا بلکہ ٹٹرا اور ہکسا وینیڈیٹس بھی وجود پذیر ہیں۔ آخرالذکر نمک جن کے مماثل مرکبات فاسفورس کی صورت میں وجود پذیر نہیں، اُن کثیرالاساس ترشوں کے لیے خاص طور پر مختص ہیں جو کمزور دھاتوں یا ادھاتوں سے بنتے ہیں۔ کرومیئم مالبڈینم اور ٹنگسٹن اور ادھاتوں میں سے بورون اس قسم کے بالی ترشے پیدا کرتی ہے۔ وینیڈک ترشہ، فاسفارک ترشے کی طرح مالبڈک اور ٹنگسٹک ترشوں کے ساتھ مل کر پیچیدہ ترشے بنا دیتا ہے NH_4VO_3 وینیڈیٹ کی

بہترین مثال ہے۔

پنٹا کلورائیڈ VCl_5 وجود پذیر نہیں ہے۔ مگر $VOCl_3$ لیمونی زرد رنگ کا مائع ہے، جو ۱۲۶° پر جوش کھاتا ہے، اُن محلولوں میں جن میں ہائیڈر اکسل موجود نہ ہو حل پذیر ہے، اور پانی سے تحلیل ہوتا ہے۔ اساسی نمک کے بجائے یہ زیادہ تر آکسی کلورانیہائیڈرائیڈ قرار دیا جا سکتا ہے۔

مرتکز سلفیورک ترشے میں وینیڈک آکسائیڈ کے محلول سے سلفیٹ $(VO)_2(SO_4)_3$ تیار کیا جا سکتا ہے۔ قلوی سلفیٹس کے ساتھ مل کر یہ دو ہرے سلفیٹس پیدا کرتا ہے۔

وینیڈیئم کے مرکبات کے اس مختصر حال سے معلوم ہوگا کہ آکسیجن کے تناسب کے بڑھنے سے، وہ اساسی سے ترشئی تک خواص کے تمام منازل کا اظہار کرتے ہیں۔ اور ذیلی گروہ الف میں اس عنصر کے مقام کا لحاظ کرتے ہوئے اس کے ایسے مشتقات تک جن میں آکسیجن کا تناسب سب سے زیادہ ہے اساسی ہیں۔

تکسید کے مختلف منازل کے اعتبار سے نمکوں کا رنگ بھی مختلف ہے۔ V_2O_5 کے نمک زرد، V_2O_4 [1] کے آسمانی، V_2O_3 کے سبز اور V_2O_2 کے لونڈری ہیں۔ اگر امیونیم وینیڈیٹ کے ترشائے ہوئے محلول میں جست ڈال دیا جائے، تو جوں جوں عمل تحویل وقوع پذیر ہوتا ہے، یہ تمام رنگ دیکھے جا سکتے ہیں۔ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ ملانے سے محلول تکسید ہونے لگتا ہے اور رنگوں کی پیدائش کی ترتیب الٹ جاتی ہے۔

ذیل میں وینیڈیم کے مرکبات کا خلاصہ درج کیا جاتا ہے:۔

---

[1] وینیڈیئم کے ادنیٰ تر آکسائیڈز طاقتور محول ہیں۔ ہلکائے سلفیورک ترشے میں V_2O_4 کا محلول پر مینگنیٹ کی تعییر کے لیے استعمال کیا جاتا ہے اور تکسید کے بعد SO_2 سے پھر تحویل ہو سکتا ہے۔

وینیڈیئم کے مرکبات

آکسائیڈ	مشتقات	محلول کا رنگ
وینیڈیئم مانا آکسائیڈ V_2O	تحدیلی آکسائیڈ ہے۔ نمک پیدا نہیں کرتا	—
ہائپو وینیڈس آکسائیڈ VO	VCl_2، $VSO_4, 7H_2O$، $VSO_4, K_2SO_4, 6H_2O$	لونڈرکا
وینیڈس آکسائیڈ V_2O_3	VCl_3، $V_2(SO_4)_3$، $V_2(SO_4)_3, K_2SO_4, 24H_2O$	سبز
ہائپو وینیڈک آکسائیڈ VO_3	VCl_4، $VOCl_2$، $VOSO_4\ 2H_2O$ $K_2V_4O_9, 7H_2O$، $Ag_2V_2O_5$ (ہائپو وینیڈیٹس)	آسمانی
وینیڈک آکسائیڈ V_2O_5	$VOCl_3$، $(VO)_2(SO_4)_3$، HVO_3، $H_4V_2O_7$، $H_4V_6O_{17}$ (وینیڈک ترشے) $NaVO_3$، $Na_4V_2O_7$، $Na_3HV_6O_{17}$، $Na_2H_2V_6O_{17}$ Ag_3VO_4 (ترسیب سے)	زرد

کولمبیئم اور ٹینٹیلم

یہ دھاتیں ترشوں میں آسانی سے حل نہیں ہوتیں۔ کولمبیئم مرتکز سلفیورک ترشے میں حل کی جاسکتی ہے اور ٹینٹیلم ہائیڈرو فلورک ترشے میں، جس سے نیٹا فلورائیڈ کا محلول بن جاتا ہے۔ ان دونوں میں سے کوئی دھات ترشوں کے ساتھ مل کر نمک پیدا نہیں کرتی اور ان کے سسکوی آکسائیڈز وجود پذیر نہیں ہیں۔ ان دو دھاتوں کی صورت میں اساسی آکسائیڈز کے عجیب و غریب فقدان کی مثال گروہ ششم میں مالبڈنیم اور ٹنگسٹن سے ملتی ہے۔

کولمبیئم نیٹاآکسائیڈ Cb_2O_5 کمزور ترشئی آکسائیڈ ہے جو میٹا اور پائی نمک پیدا کرتا ہے۔ **ہیلائیڈز** CbX_5 طیران پذیر اور ہیلنیہائیڈرائیڈز

کے زمرے میں شامل ہیں۔ قلوی ہیلائیڈز کے ساتھ مل کر پیچیدہ نمک پیدا کرتے ہیں۔ آکسی ہیلائیڈز $CbOX_3$ بھی وجود پذیر ہیں۔

ٹینٹیلم پنٹاکسائیڈ

Ta_2O_5، خواص میں Cb_2O_5 کے مانند ہے اور اسی کے مماثل نمک پیدا کرتا ہے۔ پنٹا فلورائیڈ قلوی فلورائیڈز کے ساتھ مل کر پیچیدہ نمکوں کا ایک اہم سلسلہ پیدا کرتا ہے، جس کی مثال پوٹاسیم فلوٹینٹیلیٹ یا ٹینٹیلی فلورائیڈ K_2TaF_7 ہے۔

قلوی کولمبیٹس اور ٹینٹیلیٹس پر ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے عمل سے پر کولمبیٹس اور پر ٹینٹیلیٹس تیار کیے گئے ہیں۔ وہ غالباً کولمبک اور ٹینٹیلک آکسائیڈز اور قلوی پر آکسائیڈز کے مرکبات تصور کیے جا سکتے ہیں، جن میں کولمبیئم اور ٹینٹیلم کے دھاتی جوہروں کی گرفت بڑھنے نہیں پاتی۔

ہوائی نائٹروجن کی تثبیت

ارضی نائٹروجن کی تقسیم پر غور کرنے سے معلوم ہوتا ہے کہ یہ عنصر آتش فشاں پہاڑوں سے نکلنے والی گیسوں میں پایا جاتا ہے۔ بشکل مرکب اس کی قلیل مقدار نہ صرف نائٹرائیڈز میں جو زیادہ گہرائی پر پائے جائیں بلکہ نائٹریٹس کے سطحی مطروحات میں بھی موجود ہوتی ہے۔ علاوہ ازیں نائٹروجنی مادہ کے جمع شدہ ذخائر میں بھی جن کا ماخذ بلاشبہ نامیاتی ہے یہ پائی جاتی ہے۔ لہذا قشرۃ الارض یا زمین کے اندرونی مادہ کا بہت کم حصہ نائٹروجن پر مشتمل ہے۔

اس کا باعث بلاشبہ نائٹروجن کی غیر عاملیت ہے جس کی وجہ سے یہ عنصر نشو و ارتقائے عالم کی ابتدائی منازل میں دوسرے عناصر کے ساتھ امتزاج سے بڑی حد تک محروم رہا۔ کائنات کی اس آزاد نائٹروجن کا غالباً

کچھ حصّہ ابتدا میں اُس مادّے میں محبوس ہو گیا جس سے ہمارا کرۂ ارض بنا ہے، اور آخر کار یہ زمین کے باہر مجتمع ہو گیا جس سے ہمارے کرۂ ہوا کا بیشتر حصّہ پیدا ہوا۔

امتزاج یافتہ نائیٹروجن کے مقابلۃً کمیاب ہونے کے باوجود، یہ عنصر نباتی اور حیوانی تحوّل کا لازمی جزو ہے، کیونکہ یہ پروٹینز (proteins) کی کثیر اور اہم جماعت کی ترکیب میں شامل ہے۔

نائیٹروجن نباتی اور حیوانی زندگی کے لیے کیونکر قابل حصول بنتی اور مصنوعی طور پر یہ قابلیت حصول کس طرح بڑھائی جا سکتی ہے؟ یہ ایسے سوالات ہیں جن پر یہاں غور کیا جائیگا۔

پودوں کو حل پذیر نائیٹریٹ کی شکل میں نائیٹروجن والی غذا کی ضرورت ہوتی ہے۔ اور یہ نائیٹریٹ کرہ ہوا میں برقی اخراج کے عمل سے خود بخود قدرتی طور پر نائیٹرک تُرشے کی شکل میں بنتا رہتا ہے۔ اس طرح منطقۂ معتدلہ میں تقریباً گیارہ پونڈ فی ایکڑ سالانہ اور منطقۂ حارہ میں نائیٹریٹ کی اس سے زیادہ مقدار پیدا ہوتی ہے۔ تاہم ہوائی نائیٹروجن کی تثبیت کا صرف یہی ایک ذریعہ نہیں ہے[1]۔

پھلی دار پودوں کی جڑوں پر جو گرہیں پائی جاتی ہیں وہ ایزوٹ جراثیم کی بستیاں ہیں جو ان پودوں کے ساتھ ہم زیستا اتحاد قائم کر کے کرۂ ہوا سے انہیں براہِ راست نائیٹروجن جذب کرنے کے قابل بناتے ہیں۔

ایک ہی قطعۂ زمین میں مختلف فصلوں کی باری باری سے کاشت جو طویل تجربے کی بنا پر مفید سمجھی گئی ہے، اسی بات پر منحصر ہے کہ وہ قطعۂ اراضی جو ایک فصل کی کاشت کے بعد کمزور ہو گیا ہو پھلی دار فصل سے

[1] بی۔ مور (B. Moore) کا قول ہے کہ ادنیٰ اور اعلیٰ دونوں قسموں کے پودے کرۂ ہوا کی نائیٹروجن سے نائیٹریٹس اور نائیٹرائیٹس بناتے اور نائیٹروجن کے نامیاتی مرکبات پیدا کرتے ہیں۔
(Chem. Soc. Trans. (1921), 119, 1565)

پھر زرخیز ہو جاتا ہے۔

لہٰذا ایک تو برقی اخراج سے اور دوسرے بعض خرد نامیات کی مدد سے، کرۂ ہوا کی نائیٹروجن پہلے پودوں کے لیے اور اُن سے پھر حیوانات کی غذا کے لیے کارآمد بن جاتی ہے۔

لیکن اس کے ساتھ ہی ساتھ نامیاتی مادّے کے سڑنے گلنے اور نائیٹروجن برآر جراثیم کے عمل سے کچھ نائیٹروجن ہوا میں پھر واپس ہوتی رہتی ہے۔ تاہم نائیٹروجن درآر جراثیم کے توسط سے ثابت شدہ نائیٹروجن کے بیشتر حصّے کی بہم رسانی جاری رہتی ہے۔

حیوانی فُضلے میں نائیٹروجن زیادہ تر یُوریا کی شکل میں خارج ہوتی ہے۔ اندازہ لگایا گیا ہے کہ صرف نوعِ انسان سے ۴۰۰۰۰ ٹن یُوریا روزانہ پیدا ہوتا ہے۔ زمین میں پہنچ کر یُوریا آب پاشیدگی سے ایمونیم کاربونیٹ بن جاتا ہے، اور اس نمک کے ایمونیا کو نائیٹروجن درآر جراثیم پہلے نائیٹرائیٹ میں اور پھر نائیٹریٹ میں تبدیل کر دیتے ہیں۔ یہ ایک قدرتی عمل ہے جو بدررو کے پانی کی تطہیر کے دوران میں استعمال ہوتا اور بہ آسانی دیکھا جا سکتا ہے۔ قدرتی تطہیر کا آخری حاصل نائیٹریٹس ہیں اور نباتات کی نائیٹروجن دار غذاؤں میں سب سے زیادہ قابلِ حصول بھی یہی ہیں۔

مصنوعی کاشت کی مروجہ حالت اور بالخصوص اُن انتظامات سے جو آبادی کے گنجان ہونے کی وجہ سے غلیظ پانی کو ٹھکانے لگانے کے لیے ضروری ہیں، نائیٹروجن والے حیوانی فضلوں کا بہت کچھ حصّہ زمین سے سمندر میں منتقل ہو جاتا ہے۔ اس وجہ سے نائیٹروجن والی کھادوں کی بہم رسانی کی ضرورت پڑتی ہے۔ ان کے بڑے بڑے ماخذ حسبِ ذیل ہیں:-

(ا) بیٹ اور گوبر۔ اس کی مقدار محدود ہے۔ اور یہ سب سے زیادہ قابلِ حصول شکل بھی نہیں ہے۔ اب اسے عملاً ختم ہی سمجھنا چاہیے۔

(ب) ایمونیا سلفیٹ کی شکل میں، جو شیل (Shale) اور معدنی کوئلے کی کشید فادق سے حاصل ہوتا ہے۔